اکائی 7

توازن
(Equilibrium)

مقاصد

اس سبق کو پڑھنے کے بعد آپ اس لائق ہو جائیں گے کہ:

- طبیعی اور کیمیائی اعمال میں شامل توازن کی حرکی فطرت کو پہچان سکیں؛
- توازن کے قانون کو بیان کرسکیں؛
- طبیعی اور کیمیائی اعمال میں شامل توازن کی خصوصیات کی وضاحت کرسکیں؛
- توازن مستقلہ کے اظہار کے لیے علامت لکھ سکیں؛
- K_c اور K_p کے درمیان تعلق قائم کرسکیں؛
- کسی تعامل کی حالت توازن کو متاثر کرنے والے مختلف عوامل کی وضاحت کرسکیں؛
- اشیاء کو آرہینیس، برونسٹڈ لاری اور لیوئس تصورات کی بنیاد پر تیزاب اور اساس میں تقسیم کرسکیں؛
- آیونائزیشن مستقلوں کی اصطلاح میں تیزاب اور اساس کو قوی اور کمزور زمروں میں تقسیم کرسکیں؛
- عام آین اور الیکٹرولائٹ کے ارتکاز پر درجۂ آیونائزیشن کے انحصار کی وضاحت کرسکیں؛
- ہائڈروجن آین کے ارتکاز کو ظاہر کرنے والے pH پیمانے کو بیان کرسکیں؛
- پانی کے آیونائزیشن اور تیزاب اور اساس کی شکل میں اس کے دوہرے کردار کی وضاحت کرسکیں؛
- پانی کے لیے آینی ماحصل (K_W) اور pK_W کی وضاحت کرسکیں؛
- حاجب (Buffer) محلول کے استعمال کی قدر کرسکیں؛
- حل پذیری ماحصل مستقلہ (Solublity Product Constant) معلوم کرسکیں۔

کیمیائی توازن بے شمار حیاتیاتی اور ماحولیاتی اعمال کے لیے لازمی ہیں۔ مثال کے طور پر O_2 سالمات اور پروٹین ہیموگلوبن کا توازن ہمارے پھیپھڑوں سے عضلات میں آکسیجن کے نقل وحمل میں اہم کردار ادا کرتا ہے۔ اس طرح کے توازن جس میں CO سالمے اور ہیموگلوبن شامل ہوتے ہیں CO سمیت کے لیے ذمہ دار ہوتے ہیں۔

جب کسی بند برتن میں رقیق کی تبخیر (Evaporation) ہوتی ہے تو نسبتاً زیادہ حرکی توانائی والے سالمے رقیق کی سطح سے نکل کر بخاراتی ہیئت میں داخل ہوجاتے ہیں اور بخاراتی ہیئت سے رقیق کے سالموں کی تعداد رقیق کی سطح سے ٹکراتی ہے اور وہ رقیق ہیئت میں ہی رہ جاتی ہے۔ اس کی وجہ سے بخاراتی دباؤ مستقل بنا رہتا ہے کیونکہ رقیق کو چھوڑنے والے سالمات کی تعداد اور بخارات میں سے رقیق میں واپس آنے والے سالموں کی تعداد مساوی ہونے کی وجہ سے ان کے درمیان ایک توازن قائم ہو جاتا ہے۔ اس وقت ہم کہتے ہیں کہ نظام توازن کی حالت میں پہنچ گیا ہے۔ بہر حال یہ ایک سکونی توازن نہیں ہے نیز رقیق اور بخارات کی سطح کے درمیان بہت سی سرگرمیاں جاری رہتی ہیں۔ اس طرح توازن کی حالت میں تبخیر کی شرح تکثیف (Condensation) کی شرح کے برابر ہوتی ہے۔

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O\ (vap)$$

دوہرے آدھے تیر یہ ظاہر کرتے ہیں کہ دونوں سمتوں میں عمل ایک ساتھ جاری ہے توازن کی حالت میں متعامل اور ماحصل کا آمیزہ **توازن آمیزہ** (Equilibrium Mixture) کہلاتا ہے۔

طبیعی اعمال اور کیمیاوی تعاملات دونوں کے لیے ہی توازن قائم کیا جا سکتا ہے۔ متعامل کی ہیئت اور تجرباتی حالات کی بنیاد پر تعامل تیز یا سست ہو سکتے ہیں۔ ایک مخصوص درجہ حرارت پر کسی بند برتن میں جب متعاملات تعامل کر کے ماحصل بناتے ہیں تو کچھ وقت تک متعاملات کا ارتکاز لگا تار گھٹتا رہتا ہے اور ماحصل کا ارتکاز بڑھتا رہتا ہے کچھ دیر کے بعد متعاملات یا ماحصل کے ارتکاز میں کوئی تبدیلی نہیں آتی نظام کی یہ حالت **حرکی توازن**

(Dynamic Equilibrium) کہلاتی ہے اور فارورڈ (Forward) نیز ریورس (Reverse) تعاملات کی شرح برابر ہو جاتی ہے۔ اسی حرکی توازن کی وجہ سے تعامل آمیزے میں مختلف انواع کے ارتکاز میں کوئی تبدیلی نہیں ہوتی۔ کسی کیمیائی تعامل کے جاری رہنے کی حد کی بنیاد پر **کیمیائی توازن** کو تین گروپوں میں تقسیم کیا جا سکتا ہے۔

(i) وہ تعاملات جو تقریباً اپنے اختتام تک پہنچ جاتے ہیں اور ان میں متعاملات کا ارتکاز برائے نام ہی باقی رہتا ہے۔ کچھ معاملات میں انہیں تجرباتی طور پر بھی پہچاننا مشکل ہوتا ہے۔

(ii) وہ تعاملات جن میں ماحصل کی بہت کم مقدار حاصل ہوتی ہے اور زیادہ تر متعامل توازن کی حالت میں غیر تبدیل شدہ ہی رہتے ہیں۔

(iii) وہ تعاملات جن میں متعامل اور ماحصل کے ارتکاز اس وقت قابل موازنہ ہوتے ہیں جب نظامِ توازن کی حالت میں ہوتا ہے۔

توازن کی حالت میں تعامل کی حد تجرباتی حالات جیسے کہ متعاملوں کے ارتکاز، درجہ حرارت وغیرہ کے اعتبار سے تبدیل ہوتی رہتی ہے۔ صنعت اور تجربہ گاہوں میں عملیاتی حالات کی رجائیت نہایت اہم ہے تا کہ توازن مطلوبہ ماحصل کی جانب مائل ہو سکے۔ توازن کے چند اہم پہلو جن کا تعلق طبعی اور کیمیائی اعمال سے ہے اور وہ توازن جو آبی محلول میں ہوتے ہیں اور **آینی توازن** (Ionic Equilibrium) کہلاتے ہیں، اس سیکشن میں زیر بحث رہیں گے۔

7.1 طبعی اعمال میں توازن (Equilibrium In Physical Processes)

توازن کے وقت کسی نظام کی خصوصیات کو ہم بہتر طور پر سمجھ سکتے ہیں اگر ہم کچھ طبعی اعمال کا مشاہدہ کریں۔ سب سے زیادہ جانی پہچانی مثالیں **''ہیئت تبدیلی کے اعمال''** (Phase Transformation Process) کی ہیں مثلاً

ٹھوس ⇌ رقیق

رقیق ⇌ گیس

ٹھوس ⇌ گیس

7.1.1 ٹھوس۔رقیق توازن (Solid-Liquid Equilibrium)

273K اور فضائی دباؤ (مواد اور اس کے ماحول کے درمیان حرارت کا تبادلہ نہیں ہے) پر ایک مکمل مجوز (Insulated) تھرمس فلاسک میں رکھا گیا پانی اور برف ایک متوازن حالت میں ہے اور یہ نظام کچھ دلچسپ خصوصیات ظاہر کرتا ہے۔ ہم دیکھتے ہیں کہ وقت گزرنے کے ساتھ برف اور پانی کی کمیت میں کوئی تبدیلی نہیں آتی اور درجہ حرارت مستقل رہتا ہے۔ تاہم توازن ساکن نہیں ہوتا۔ پانی اور برف کی باؤنڈری پر شدید سرگرمی دیکھی جا سکتی ہے۔ رقیق پانی کے کچھ سالمات برف سے ٹکراتے ہیں اور وہیں چپک جاتے ہیں اور برف کے کچھ سالمات پانی میں چلے جاتے ہیں۔ پانی اور برف کی کمیت میں کوئی تبدیلی نہیں ہوتی کیونکہ سالموں کی برف سے پانی میں تبدیلی کی شرح اور واپس سالموں کی پانی سے برف میں منتقلی کی شرح فضائی دباؤ اور 273 K پر برابر ہوتی ہے۔

یہ ظاہر ہے کہ پانی اور برف ایک خاص درجہ حرارت اور دباؤ پر ہی توازن میں ہوتے ہیں۔ فضائی دباؤ پر کسی بھی خالص شے کا وہ درجہ حرارت جس پر ٹھوس اور رقیق حالت توازن میں ہوں اس شے کا عام نقطہ گداخت (Melting Point) یا نقطہ انجماد (Freezing Point) کہلاتا ہے۔'' یہاں نظام حرکی توازن میں ہوتا ہے اور ہم مندرجہ ذیل نتیجہ اخذ کر سکتے ہیں۔

(i) دونوں مخالف اعمال بیک وقت ہو رہے ہیں۔

(ii) دونوں اعمال کی شرح ایک ہی ہے تا کہ برف اور پانی کی مقدار مستقل رہے۔

7.1.2 رقیق بخارات توازن (Liquid-Vapour Equilibrium)

اس توازن کو بہتر طور پر سمجھنے کے لیے ہم ایک مثال لے سکتے ہیں جس میں ایک شفاف باکس پارے سے بھری ہوئی U-ٹیوب (مینومیٹر) پر مشتمل ہوتا ہے۔ ایک خشک کنندہ عامل جیسے کہ نابیدہ کیلشیم کلورائڈ (یا فاسفورس پینٹا آکسائڈ) کو کچھ گھنٹوں کے لیے باکس میں رکھ دیا جاتا ہے۔ خشک کنندہ عامل کو باکس کو ایک سمت ترچھا کر کے نکال لینے کے فوراً بعد ایک

واچ گلاس (یا پیٹری ڈش) پانی کے ساتھ باکس کے اندر تیزی سے رکھ دیا جاتا ہے ہم یہ دیکھیں گے کہ مینومیٹر کے دائیں بازو میں پارے کی سطح آہستہ آہستہ اوپر اٹھتی ہے اور آخیر میں ایک مقام پر مستقل ہو جاتی ہے، یعنی کہ باکس کے اندر دباؤ بڑھتا اور ایک مستقل قدر تک پہنچ جاتا ہے۔ واچ گلاس میں پانی کی سطح بھی کم ہوجاتی ہے (شکل 7.1)۔ شروع میں باکس کے اندر بخارات نہیں تھے (یا بہت کم تھے)۔ پانی جیسے ہی تبخیر ہوا باکس کے اندر دباؤ بڑھ جاتا ہے کیونکہ باکس کے اندر پانی کے سالمات گیس ہیئت میں داخل ہو جاتے ہیں۔ تبخیر کی شرح مستقل ہو جاتی ہے۔ تاہم، دباؤ میں اضافہ کی شرح وقت کے ساتھ کم ہو جاتی ہے جس کی وجہ بخارات کی پانی میں تکثیف ہے۔ آخر میں ایک توازن کی حالت آجاتی ہے جہاں کسی قسم کی کوئی تبخیر نہیں ہوتی۔ اس کا مطلب یہ ہوا کہ متوازن مقام پر پہنچنے تک گیسی حالت سے مائع (رقیق) حالت میں تبدیل ہونے والے پانی کے سالمات کی تعداد میں بھی اضافہ ہوتا ہے۔ یعنی کہ؛

تبخیر کی شرح = تکثیف کی شرح

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O\ (vap)$$

حالتِ توازن میں دیے گئے درجہ حرارت پر پانی کے سالمات کے ذریعہ ڈالا گیا دباؤ مستقل رہتا ہے اور یہ پانی کا متوازن ابخراتی دباؤ (یا صرف پانی کا ابخراتی دباؤ) کہلاتا ہے پانی کا ابخراتی دباؤ درجہ حرارت کے ساتھ بڑھتا ہے۔ اگر مندرجہ بالا تجربہ میتھائل الکوحل، ایسی ٹون اور ایتھر کے ساتھ دہرایا جائے تو یہ دیکھا گیا ہے کہ ایک ہی درجہ حرارت پر مختلف رقیق کے متوازن بخاراتی دباؤ مختلف ہوتے ہیں، اور وہ رقیق شے جس کا بخاراتی دباؤ زیادہ ہوتا ہے زیادہ طیران پذیر (Volatile) ہوتی ہے اور اس کا نقطہ جوش کم ہوتا ہے۔

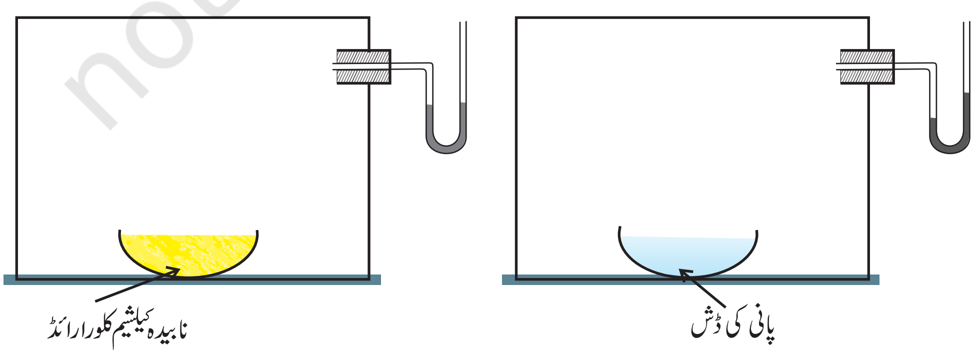
اگر ہم تین واچ گلاسوں میں علیحدہ علیحدہ 1mL ایسیٹون، ایتھائل الکوحل اور پانی لے کر ہوا میں کھلا رکھ دیں اور اس تجربہ کو رقیق کے مختلف حجم کے ساتھ نسبتاً گرم کمرے میں رکھ کر دہرائیں تو یہ دیکھا گیا ہے کہ ہر حالت میں رقیق سے آخر کار غائب ہوگئی ہے اور مکمل تبخیر میں لگنے والے وقت کا انحصار (i) رقیق کی فطرت، (ii) رقیق کی مقدار اور (iii) درجہ حرارت پر ہوتا ہے۔ جب واچ گلاس فضا میں کھلی ہوئی رکھی ہے تو، تبخیر کی شرح مستقل رہتی ہے لیکن سالمات کمرے کے ایک بڑے حجم میں منتشر ہوجاتے ہیں نتیجے کے طور پر بخارات کی رقیق میں تکثیف کی شرح تبخیر کی شرح سے بہت کم ہوتی ہے۔ یہ کھلے ہوئے نظام ہیں اور کھلے ہوئے نظاموں میں توازن پر پہنچنا ممکن نہیں ہے۔

ایک بند برتن میں 100°C اور فضائی دباؤ (1.013 بار) پر پانی اور ابخرات متوازن حالت میں ہیں۔ پانی کا نقطہ جوش 1.013 بار دباؤ پر 100°C ہے۔ کسی بھی خالص رقیق کے لیے فضائی دباؤ (1.013 بار) پر وہ درجہ حرارت جس پر رقیق اور بخارات متوازن ہوں اس رقیق کا نقطہ جوش کہلاتا ہے۔ یہ فضائی دباؤ پر منحصر ہوتا ہے۔ رقیق کے نقطہ جوش مقام کی اونچائی پر منحصر ہوتے ہیں۔ بلند مقامات پر نقطہ جوش کم ہوجاتے ہیں۔

7.1.3 ٹھوس بخارات توازن

(Solid – Vapour Equilibrium)

آئیے اب ہم ایسے نظام کا مطالعہ کریں جہاں ٹھوس اشیا کی بخارات میں تصعید ہو جاتی ہے۔ اگر ہم ٹھوس آیوڈین کو ایک بند برتن میں رکھ دیں، تو کچھ دیر بعد یہ برتن وائلٹ بخارات سے بھر جائے گا اور رنگ کی شدت



شکل 7.1 مستقل درجہ حرارت پر پانی کے متوازن ابخرات دباؤ کی پیمائش

میں وقت کے ساتھ ساتھ کمی واقع ہوگی۔ کچھ وقت کے بعد رنگ کی شدت مستقل ہوجائے گی اور اس وقت توازن قائم ہو جائے گا۔ لہٰذا ٹھوس آیوڈین کی تصعید سے آیوڈین کے بخارات حاصل ہوتے ہیں اور آیوڈین کے بخارات تکثیف کے بعد ٹھوس آیوڈین دیتے ہیں۔ اس توازن کو مندرجہ ذیل طریقہ سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔

I_2 (ٹھوس) $\rightleftharpoons$ I_2 (بخارات)

دوسری مثالیں جو اس طرح کا توازن دکھاتی ہیں وہ مندرجہ ذیل ہیں:

(بخارات) کافور $\rightleftharpoons$ کافور (ٹھوس)

NH_4Cl (ٹھوس) $\rightleftharpoons$ NH_4Cl (بخارات)

7.1.4 رقیق میں ٹھوس یا گیس کے افتراق کا توازن (Equilibrium Involving Dissolution of Solid or Gases in Liquids)

رقیق میں ٹھوس (Solids in Liquids)

ہمارا اپنا ذاتی تجربہ یہ ہے کہ ہم کمرے کے درجہ حرارت پر پانی کی دی ہوئی مقدار میں نمک یا چینی کی ایک محدود مقدار ہی گھول سکتے ہیں۔ اگر ہم زیادہ درجہ حرارت پر چینی گھول کر ایک گاڑھا گھول تیار کریں تو محلول کو کمرہ کے درجہ حرارت تک ٹھنڈا کرنے پر اس میں چینی کے قلم علیحدہ ہوجاتے ہیں۔ ایک درجہ حرارت پر جب اور زیادہ منحل (Solute) حل نہیں ہوسکتا تو ہم اسے سیر شدہ محلول (Saturated Solution) کہتے ہیں۔ سیر شدہ محلول میں منحل کے ارتکاز کا انحصار درجہ حرارت پر ہوتا ہے۔ سیر شدہ محلول میں ٹھوس حالت میں منحل کے سالمات اور محلول کے درمیان ایک حرکی توازن ہوتا ہے۔

چینی (محلول) $\rightleftharpoons$ چینی (ٹھوس) اور

چینی کے حل ہونے کی شرح = چینی کے قلماؤ کی شرح

دونوں شرحوں کی مساویت اور توازن کی حرکی فطرت کو تابکار چینی کی مدد سے ثابت کیا گیا ہے۔ اگر ہم غیر تابکار چینی کے محلول میں کچھ تابکار چینی ڈال دیں، تو کچھ دیر بعد محلول اور ٹھوس چینی میں تابکاری کا عمل دیکھنے میں آئے گا۔ ابتدا میں محلول میں تابکار چینی کے سالمے نہیں تھے لیکن توازن کی حرکی فطرت کی وجہ سے دونوں ہیئتوں میں تابکار اور غیر تابکار چینی کے سالموں کا تبادلہ ہوتا ہے۔ محلول میں تابکار اور غیر تابکار سالموں کا تناسب اس وقت تک بڑھتا ہے جب تک کہ ایک مستقل مقدار حاصل نہ ہو جائے۔

رقیق میں گیسیں (Gases in Liquids)

جب سوڈا واٹر کی بوتل کھولی جاتی ہے تو اس میں گھلی ہوئی کاربن ڈائی آکسائڈ کی کچھ مقدار تیزی سے باہر نکلتی ہے۔ یہ عمل مختلف دباؤ پر کاربن ڈائی آکسائڈ کی حل پذیری میں فرق کی وجہ سے نظر آتا ہے۔ دباؤ کی حالت میں گیسی حالت میں سالمات اور محلول میں حل شدہ سالمات کے درمیان توازن پایا جاتا ہے؛ یعنی؛

CO_2 (گیس) $\rightleftharpoons$ CO_2 (محلول میں)

یہ توازن ہنری کے قانون کے تحت ہوتا ہے جو یہ بتاتا ہے کہ **کسی بھی درجہ حرارت پر ایک دی ہوئی مقدار کے محلل میں گھلی ہوئی گیس کی کمیت محلل کے اوپر گیس کے دباؤ کے تناسب میں ہوتی ہے۔** یہ مقدار درجہ حرارت بڑھنے پر گھٹتی ہے۔ سوڈا واٹر کی بوتل کو دباؤ کے تحت اس وقت سیل کیا جاتا ہے جب پانی میں اس کی حل پذیری زیادہ ہوتی ہے۔ جیسے ہی بوتل کو کھولا جاتا ہے۔ گھلی ہوئی کاربن ڈائی آکسائڈ گیس نکل کر ایک نئے توازن کی حالت کو پہنچتی ہے جو کم دباؤ یعنی اس کے فضا میں جزوی دباؤ کے لیے لازمی ہوتا ہے۔ اس لیے بوتل کے سوڈا واٹر کو جب ہوا میں کچھ دیر کے لیے کھلا چھوڑ دیا جاتا ہے تو وہ بے لطف ہو جاتی ہے۔ یہ تعمیم کیا جاسکتا ہے کہ؛

(i) ٹھوس $\rightleftharpoons$ رقیق توازن کے لیے 1 فضائی دباؤ (1.013 بار) پر صرف ایک ہی درجہ حرارت (نقطہ گداخت) ہوتا ہے جہاں دونوں ہیئت بیک وقت پائی جاتی ہیں۔ اگر اطراف سے حرارت کا تبادلہ نہ ہو تو دونوں ہیئتوں کی کمیت مستقل رہتی ہے۔

(ii) رقیق $\rightleftharpoons$ بخارات توازن میں، ایک دیے گئے درجہ حرارت پر بخارات کا دباؤ مستقل رہتا ہے۔

(iii) ٹھوس کے رقیق میں تحلیل ہونے پر دیے گئے درجہ حرارت پر حل پذیری مستقل ہوتی ہے

(iv) رقیق میں گیسوں کے تحلیل ہونے کے لیے، رقیق میں گیس کا ارتکاز رقیق کے اوپر گیس کے دباؤ (ارتکاز) کے تناسب میں ہوتا ہے۔ ان مشاہدات کو جدول 7.1 میں دکھایا گیا ہے۔

جدول 7.1 طبیعی توازن کی کچھ اہم خصوصیات

عمل	نتیجہ
رقیق ⇌ بخارات $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O\ (g)$	P_{H_2O} دیے گئے درجہ حرارت پر مستقل ہوتا ہے
ٹھوس ⇌ رقیق $H_2O(s) \rightleftharpoons H_2O\ (l)$	مستقل دباؤ پر نقطہ گداخت معین ہوتا ہے
منحل (ٹھوس) ⇌ منحل (محلول) چینی (محلل) ⇌ چینی (ٹھوس)	دیے گئے درجہ حرارت پر محلول میں منحل کا ارتکاز مستقل ہوتا ہے
گیس (گیس) ⇌ گیس (آبی) CO_2 (گیس) ⇌ CO_2 (آبی)	[gas(aq)]/gas(g)] دئے گئے درجہ حرارت پر مستقل ہوتا ہے $[CO_2(aq)]/[CO_2(g)]$ دئے گئے درجہ حرارت پر مستقل ہوتا ہے۔

7.1.5 طبیعی اعمال میں ہونے والے توازن کی عام خصوصیات
(General Characteristics of Equilibria Involving Physical Processes)

ان طبیعی اعمال کے نظام میں جن پر اوپر بحث کی گئی ہے، توازن کے وقت مندرجہ ذیل عام خصوصیات ہوتی ہیں:

(i) ایک دیے گئے درجہ حرارت پر توازن صرف بند نظام میں ممکن ہے۔

(ii) دونوں متضاد اعمال یکساں شرح پر واقع ہوتے ہیں اور اس وقت ایک حرکی لیکن مستحکم حالت ہوتی ہے۔

(iii) نظام کی تمام قابل پیمائش خصوصیات مستقل رہتی ہیں۔

(iv) جب کسی طبیعی عمل میں توازن قائم ہو جاتا ہے، تو دیے گئے درجہ حرارت پر اس کے کسی ایک پیرا میٹر کی قدر مستقل ہوتی ہے۔ جدول 7.1 میں ایسی مقداروں کو دکھایا گیا ہے۔

(v) کسی بھی مقام پر ایسی مقداروں کی وسعت اس حد کو ظاہر کرتی ہے جہاں تک وہ تعامل توازن تک پہنچنے سے پہلے جاتی ہے۔

7.2 کیمیائی اعمال میں توازن۔حرکی توازن
(Equilibrium In Chemical Processes – Dynamic Equilibrium)

طبیعی نظام کے مماثل کیمیائی تعاملات بھی توازن کی حالت حاصل کرتے ہیں۔ یہ تعاملات بھی پیش رفت (Forward) اور پُشت رفت (Bakword) ہو سکتے ہیں۔ جب پیش رفت اور پشت رفت تعامل کی شرح برابر ہو جاتی ہے، تو متعامل اور ماحصل کی مقداریں مستقل رہتی ہیں۔ یہ کیمیاوی توازن کی حالت ہوتی ہے۔ اس توازن کی فطرت حرکی ہوتی ہے کیونکہ اس میں ایک پیش رفت تعامل ہوتا ہے جس میں متعامل ماحصل دیتا ہے اور ایک رجعتی (Reverse) تعامل ہوتا ہے جس میں ماحصل ابتدائی متعامل دیتا ہے۔

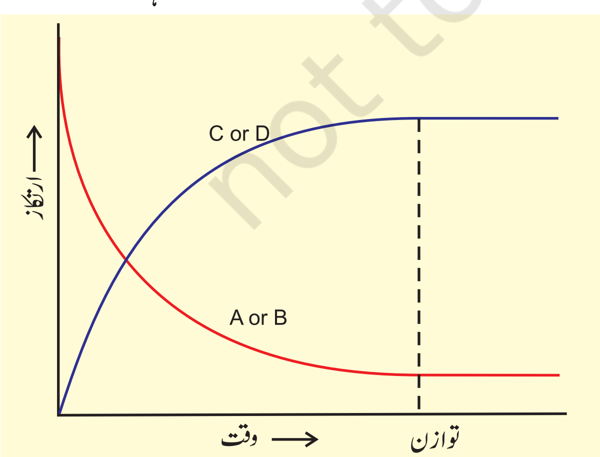
اس کو اچھی طرح سمجھنے کے لیے آیئے ہم ایک رجعتی تعامل (Reversible Reaction) کی عام مثال لیتے ہیں۔

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

وقت گزرنے کے ساتھ ماحصل C اور D کی مقدار میں اضافہ ہوتا ہے اور متعامل A اور B کی مقداروں میں کمی آتی ہے (شکل 7.2)۔ اس کی وجہ سے پیش رفت تعامل کی شرح میں کمی واقع ہوتی ہے اور پشت رفت تعامل کی شرح میں اضافہ ہوتا ہے۔

دو تعاملات ایک ہی شرح پر واقع ہوتے ہیں اور نظام توازن کی حالت کو پہنچ جاتا ہے۔

اس طرح، تعامل اس وقت بھی توازن کی حالت کو پہنچے گا جب ہم صرف C اور D سے تعامل کی شروعات کریں اور ابتدا میں A اور B موجود نہ ہوں، کیونکہ توازن کسی بھی سمت سے حاصل ہوسکتا ہے۔



شکل 7.2 کیمیائی توازن کا حصول

حرکی توازن-ایک طالب علم کی سرگرمی

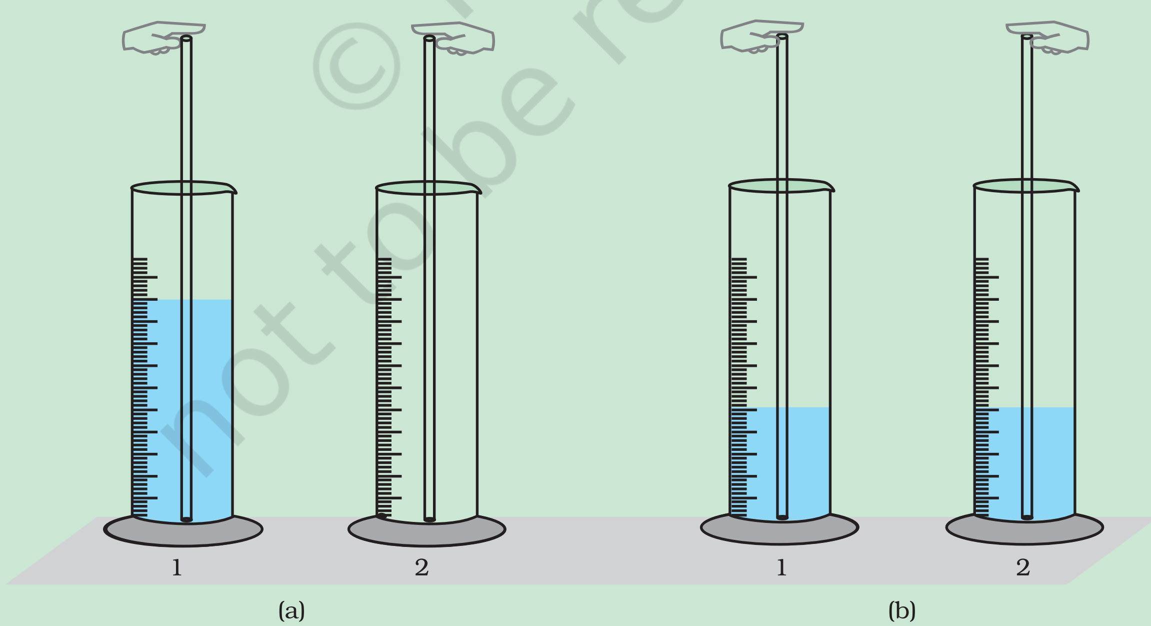
(Dynamic Equilibrium – A Student's Activity)

توازن، خواہ وہ طبیعی نظام میں ہو یا کیمیائی نظام میں، فطرتاً ہمیشہ حرکی ہوتا ہے اس کو تابکار ہم جا کے استعمال کے ذریعہ دکھایا جا سکتا ہے۔ یہ اسکول کی تجربہ گاہ میں ممکن نہیں ہے۔ تاہم مندرجہ ذیل سرگرمی کے ذریعہ اسے آسانی سے سمجھا جا سکتا ہے۔ یہ سرگرمی 5 یا 6 طالب علموں کی ایک جماعت کے ذریعہ کی جا سکتی ہے۔

100mL والے دو پیمائشی سلنڈر (ان پر 1 اور 2 لکھ دیجیے) اور 30cm لمبائی کی دو کانچ کی نلیاں لیجیے۔ دونوں نلیوں کا نصف قطر یا تو برابر ہو یا 3-5mm کے فرق سے ہوسکتا ہے۔ پیمائشی سلنڈر 1 کو رنگین پانی سے تقریباً آدھا بھر دیجیے (اس کے لیے آپ پانی میں چند دانے پوٹاشیم پرمیگنیٹ کے ڈال سکتے ہیں) اور دوسرے پیمائشی سلنڈر نمبر 2 کو خالی رکھیے۔

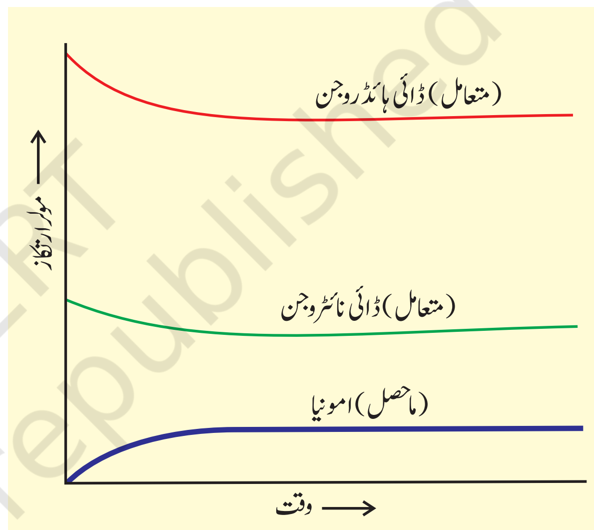
ایک نلی کو سلنڈر 1 میں اور دوسری کو سلنڈر 2 میں رکھیے۔ ایک ٹیوب کو سلنڈر 1 میں ڈبایئے انگلی سے اس کے اوپری سرے کو بند کیجیے اور اس میں بھری ہوئی رنگین رقیق شے کو سلنڈر 2 کے نچلے حصے میں منتقل کر دیجیے۔ سلنڈر 2 میں رکھی ہوئی نلی کا استعمال کرتے ہوئے سلنڈر 2 سے رنگین پانی اسی طرح سلنڈر 1 میں منتقل کیجیے۔ اس طریقے سے دونوں گلاس کی نلیوں کو استعمال کرتے ہوئے رنگین پانی کو سلنڈر 1 سے سلنڈر 2 اور سلنڈر 2 سے سلنڈر 1 میں منتقل کرتے رہیے یہاں تک کہ آپ دیکھیں کہ دونوں سلنڈروں میں رنگین پانی کی سطح مستقل ہو گئی ہے۔

اگر آپ دونوں سلنڈروں کے رنگین پانی کو اسی طرح ادل بدل کرتے رہیں تو دونوں سلنڈروں میں رنگین پانی کی سطح میں کوئی تبدیلی نہیں آئے گی۔ اگر ہم رنگین پانی کی 'سطح' کو متعامل اور ماحصل کے 'ارتکاز' کے مماثل مان لیں تو ہم کہہ سکتے ہیں کہ تبادلے کا عمل جو سطح کی استقامت کے بعد بھی جاری رہتا ہے عمل کی حرکی فطرت کا مظہر ہوتا ہے۔ اگر ہم اس تجربہ کو دو مختلف قطر کی نلیوں کے ساتھ دہرائیں تو ہم دیکھیں گے کہ دونوں سلنڈروں میں توازن کے وقت رنگین پانی کی سطح مختلف ہے۔ دو سلنڈروں کی سطح میں فرق کے لیے قطر کس حد تک ذمہ دار ہوتے ہیں؟ خالی سلنڈر 2 اس بات کا مظہر ہے کہ ابتدا میں کوئی ماحصل نہیں تھا۔



شکل 7.3 توازن کی حرکی فطرت کا مظاہرہ (a) ابتدائی حالت (b) اختتامی حالت جب توازن حاصل ہو چکا ہے۔

کیمیائی توازن کی حرکی فطرت کو امونیا کی ہیبر پراسیس کے ذریعہ تالیف کی مثال سے واضح کیا جاسکتا ہے۔ تجربات کے ایک سلسلے میں ہیبر نے معلوم مقدار میں ڈائی نائٹروجن اور ڈائی ہائڈروجن کو بہت زیادہ درجہ حرارت اور دباؤ پر رکھ کر تجربات کی شروعات کی اور مقررہ وقفہ اوقات پر امونیا کی دستیاب مقدار معلوم کی۔ انہوں نے غیر تعامل شدہ ڈائی ہائڈروجن اور ڈائی نائٹروجن کی مقدار معلوم کرنے میں بھی کامیابی حاصل کی۔ شکل 7.4 دکھاتی ہے کہ کچھ وقفہ کے بعد آمیزے کی ترکیب مستقل رہتی ہے حالانکہ کچھ متعامل ابھی بھی موجود ہیں۔ ترکیب میں یہ استقامت



شکل 7.4 تعامل $N_2(g)+3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ کے لیے توازن کا اظہار

ظاہر کرتی ہے کہ تعامل اپنے توازن پر پہنچ گیا ہے۔ تعامل کی حرکی فطرت کو سمجھنے کے لیے امونیا کی تالیف بالکل ایسے ہی حالات (جزوی دباؤ اور درجہ حرارت کے) سے شروع کی گئی لیکن H_2 کی جگہ D_2 (ڈیوٹیریم) استعمال کی گئی۔ تعاملی آمیزہ H_2 یا D_2 سے شروع ہو کر اسی ترکیب کے ساتھ توازن کو پہنچتا ہے سوائے اس کے کہ H_2 اور NH_3 کی جگہ D_2 اور N پائے جاتے ہیں۔ توازن قائم ہونے کے بعد یہ دونوں آمیزے (H_2، N_2، NH_3 اور D_2، N_2، ND_3) ایک ساتھ ملا کر کچھ دیر کے لیے چھوڑ دیے جاتے ہیں۔ بعد میں جب اس آمیزے کا تجزیہ کیا گیا تو یہ پایا کہ امونیا کی مقدار اتنی ہی ہے جتنی کہ پہلے تھی۔ تاہم جب اس آمیزے کا ماس اسپیکٹرومیٹر کے ذریعہ جائزہ لیا گیا تو دیکھا گیا کہ امونیا اور امونیا کی ڈیوٹیریم والی قسمیں (NH_3، NH_2D، NHD_2 اور ND_3) اور ڈائی ہائڈروجن اور اس کی ڈیوٹریٹڈ (Deutrated) قسمیں (H_2، HD اور D_2) موجود ہیں۔ اس طرح کوئی بھی یہ نتیجہ نکال سکتا ہے کہ سالمات میں H اور D کی کش مکش آمیزہ میں تعامل کے مسلسل پیش رفت اور پشت رفت تعاملات کے نتیجے میں ہوتی ہے۔ اگر تعامل اسی وقت رک جاتا جب توازن قائم ہو چکا تھا تو اس طرح آئسوٹوپس کی آمیزش نہ ہوتی۔

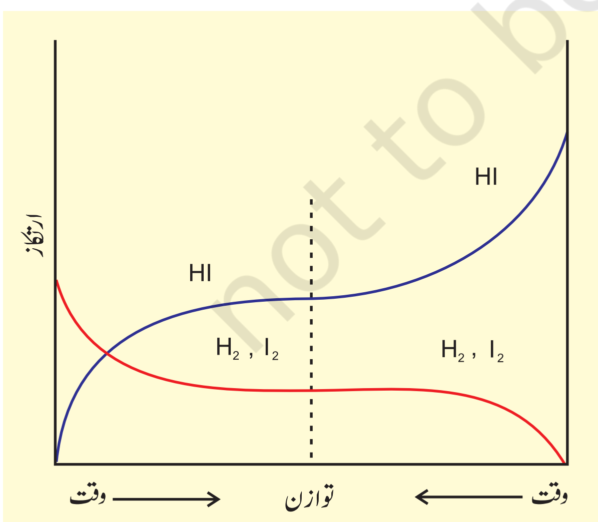
امونیا کی تیاری میں آئسوٹوپس (ڈیوٹیریم) کا استعمال واضح طور پر بتاتا ہے کہ **'کیمیائی تعاملات ایک حرکی توازن کی حالت کو پہنچتے ہیں جس میں پیش رفت اور پُشت رفت تعاملات کی شرح برابر ہوتی ہے اور ترکیب میں کوئی تبدیلی نہیں ہوتی'۔**

توازن دونوں سمتوں سے حاصل ہوسکتا ہے خواہ ہم H_2 گیس اور N_2 گیس لے کر NH_3 حاصل کریں یا NH_3 گیس لے کر اس کو N_2 گیس اور H_2 گیس میں تحلیل کریں۔

$$N_2(g)+3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

$$2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g)+3H_2(g)$$

اسی طرح آیئے ہم تعامل $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ پر غور کرتے ہیں۔ اگر ہم شروعات H_2 اور I_2 کی یکساں مقداروں سے کرتے ہیں تو تعامل آگے کی سمت چلے گا اور H_2 اور I_2 کی مقداریں کم ہوں گی جبکہ HI کی مقدار میں اضافہ ہوگا، جب تک کہ یہ سب توازن کے وقت مستقل نہ ہو جائیں (شکل 7.5)۔ اگر H اور I کی کل تعداد ایک دیئے



شکل 7.5 تعامل $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ میں کیمیائی توازن دونوں سمتوں سے حاصل ہو سکتا ہے۔

ہوئے حجم میں برابر ہے تو بالکل ایسا ہی متوازن آمیزہ حاصل ہوگا خواہ ہم اسے خالص متعامل سے شروع کریں یا خالص ماحصل سے۔

7.3 کیمیائی توازن کا قانون اور توازن مستقلہ (Law Of Chemical Equilibrium And Equilibrium Constant)

توازن کی حالت میں متعامل اور ماحصل کا آمیزہ توازن آمیزہ (Equilibrium Mixture) کہلاتا ہے۔ اس حصہ میں ہم توازن آمیزہ کی ترکیب سے متعلق اہم سوالات کو موضوع بنائیں گے۔ توازن آمیزے میں متعامل اور ماحصل کے ارتکاز کے درمیان کیا تعلق ہے؟ ابتدائی ارتکاز سے ہم توازن ارتکاز کیسے معلوم کر سکتے ہیں؟ توازن آمیزے کی ترکیب کو بدلنے کے لیے ہم کون کون سے عوامل کو کام میں لا سکتے ہیں؟ آخری سوال خاص طور پر اس وقت اہم ہے کہ جب ہم صنعتی کیمیکل جیسے H_2، NH_3، CaO وغیرہ کی تالیف کے لیے حالات کا انتخاب کرتے ہیں۔

ان سوالات کا جواب دینے کے لیے آیئے ہم ایک عمومی رجعتی تعامل پر غور کرتے ہیں۔

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

جہاں متوازن کیمیائی مساوات میں A اور B متعامل اور C اور D ماحصل ہیں۔ بہت سے رجعتی تعاملات پر کیے گئے تجرباتی مطالعہ کی بنیاد پر ناروے کے کیمیا داں کیٹو میکسی مِلن گلبرگ اور پیٹر واگ نے 1864 میں یہ تجویز پیش کی کہ ایک توازن آمیزے میں ارتکاز مندرجہ ذیل **توازن مساوات** کے مطابق تعلق رکھتے ہیں۔

$$K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]} \qquad (7.1)$$

جہاں K_C ایک توازن مستقلہ ہے اور دائیں سمت کی **علامات** توازن مستقلہ علامات کہلاتی ہیں۔

توازن مساوات 'عمل کمیت کا کلیہٗ (Law of Mass Action) بھی کہلاتی ہے کیونکہ علم کیمیا کے ابتدائی ایام میں ارتکاز ''سرگرم کمیت'' (Active Mass) کہلاتا تھا۔ ان کے کام کو بہتر طور پر سمجھنے کے لیے ہم 731K پر ایک سیل بند برتن میں H_2 اور I_2 گیسوں کے درمیان تعامل کی مثال لیتے ہیں۔

$$\underset{1\ mol}{H_2(g)} + \underset{1\ mol}{I_2(g)} \rightleftharpoons \underset{2\ mol}{2HI(g)}$$

تجربات کے چھ سیٹ متبدل ابتدائی حالات میں انجام دیے گئے پہلے چار تجربات (1، 2، 3) کی شروعات H_2 اور I_2 گیسوں کو سیل بند برتنوں میں لے کر اور باقی دو تجربات (5 اور 6) میں صرف HI لے کر کی گئی۔ تجربات 1، 2، 3، 4 میں H_2 اور / یا I_2 کی مختلف مقداریں لی گئیں اور وقت گزرنے کے ساتھ ساتھ یہ دیکھا گیا کہ کاسنی رنگ کی شدت قائم رہتی ہے اور توازن قائم ہو جاتا ہے۔ اسی طرح تجربات 5 اور 6 میں مختلف سمت سے توازن قائم ہوتا ہے۔

جدول 7.2 H_2، I_2 اور HI کی ابتدائی اور توازن مقداریں

توازن ارتکاز $mol\ L^{-1}$			ابتدائی ارتکاز / $mol\ L^{-1}$			تجربہ نمبر
[HI (g)]	[I_2 (g)]	[H_2 (g)]	[HI (g)]	[I_2 (g)]	[H_2 (g)]	
2.52×10^{-2}	0.12×10^{-2}	1.14×10^{-2}	0	1.38×10^{-2}	2.4×10^{-2}	1
2.96×10^{-2}	0.20×10^{-2}	0.92×10^{-2}	0	1.68×10^{-2}	2.4×10^{-2}	2
3.34×10^{-2}	0.31×10^{-2}	0.77×10^{-2}	0	1.98×10^{-2}	2.44×10^{-2}	3
3.08×10^{-2}	0.22×10^{-2}	0.92×10^{-2}	0	1.76×10^{-2}	2.46×10^{-2}	4
2.35×10^{-2}	0.345×10^{-2}	0.345×10^{-2}	3.04×10^{-2}	0	0	5
5.86×10^{-2}	0.86×10^{-2}	0.86×10^{-2}	7.58×10^{-2}	0	0	6

تجربات کے ان چھ سیٹوں سے حاصل کردہ اعداد و شمار جدول 7.2 میں دکھائے گئے ہیں۔

تجربات 1، 2، 3 اور 4 سے یہ صاف ظاہر ہے کہ ڈائی ہائڈروجن کے تعامل کرنے والے مولوں کی تعداد = آیوڈین کے تعامل کرنے والے مولوں کی تعداد ½ (HI مولوں کی تعداد) تجربات 5 اور 6 بھی دکھاتے ہیں کہ

$$[H_2(g)]_{eq} = [I_2(g)]_{eq}$$

مندرجہ بالا حقائق جانتے ہوئے متعامل اور ماحصل کے ارتکاز میں تعلق قائم کرنے کے لیے مختلف اتحاد (Combination) بنائے جا سکتے ہیں۔ آیئے ایک مثال پر غور کرتے ہیں۔

$$[HI(g)]_{eq} \ / \ [H_2(g)]_{eq} \ [I_2(g)]_{eq}$$

جدول 7.3 سے دیکھا جا سکتا ہے کہ اگر ہم متعامل اور ماحصل کے لیے توازن مستقلوں کی قیمت رکھ دیں تو مندرجہ بالا علامت مستقل سے بہت دور ہے۔ تاہم اگر ہم مندرجہ ذیل علامت دیکھیں تو

$$[HI(g)]^2_{eq} \ / [H_2(g)]_{eq} \ [I_2(g)]_{eq}$$

ہم دیکھتے ہیں کہ یہ علامت تمام چھ سیٹوں میں مستقل قیمت دکھاتی ہے۔ (جیسا کہ جدول 7.3 میں دکھایا گیا ہے)۔

جدول 7.3 تعامل $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ کے لیے متعامل کے توازن ارتکاز کو ظاہر کرنے والی علامت

تجربہ نمبر	$\frac{[HI(g)]_{eq}}{[H_2(g)]_{eq}[I_2(g)]_{eq}}$	$\frac{[HI(g)]^2_{eq}}{[H_2(g)]_{eq}[I_2(g)]_{eq}}$
1	1840	46.4
2	1610	47.6
3	1400	46.7
4	1520	46.9
5	1970	46.4
6	790	46.4

یہ دیکھا جا سکتا ہے کہ اس علامت میں متعامل اور ماحصل کی ارتکاز کی قوت دراصل کیمیائی تعامل کے لیے مساوات میں تناسب پیمائی کی شرح (Stoichiometric Coefficient) ہیں لہٰذا تعامل $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ کے لیے مساوات 7.1 کے مطابق توازن مستقلہ K_C اس طرح لکھا جا سکتا ہے۔

$$K_c = [HI(g)]^2_{eq} \ / \ [H_2(g)]_{eq} \ [I_2(g)]_{eq} \quad (7.2)$$

عام طور پر زیریں علامت 'eq' (توازن کے لیے استعمال ہوتی ہے) کو ارتکاز کی اصطلاح سے خارج کر دیا جاتا ہے۔ یہ مان کر چلتے ہیں کہ علامت میں K_C کے لیے ارتکاز توازن قدریں ہیں۔ لہٰذا ہم لکھتے ہیں۔

$$K_c = [HI(g)]^2 \ / \ [H_2(g)] \ [I_2(g)] \quad (7.3)$$

زیریں علامت 'c' ظاہر کرتا ہے کہ K_C کو $mol\ L^{-1}$ کے ارتکاز میں ظاہر کیا گیا ہے۔

"کسی دیے ہوئے درجہ حرارت پر ایک متوازن کیمیائی مساوات میں تعامل کے ماحصل کے اپنے تناسب پیمائی ضربیہ تک اٹھائے گئے ارتکاز کے ماحصل کو اپنے متعلقہ تناسب پیمائی ضربیہ تک اٹھائے گئے متعامل کے ارتکاز کے ماحصل سے تقسیم کرنے پر ایک مستقل قدر حاصل ہوتی ہے یہ توازن کا قانون یا کیمیائی توازن کا قانون کہلاتا ہے۔

ایک عام تعامل

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

کے لیے توازن مستقلے کو اس طرح ظاہر کریں گے

$$K_c = [C]^c[D]^d \ / \ [A]^a[B]^b \quad (7.4)$$

جہاں [A]، [B]، [C] اور [D] متعامل اور ماحصل کے توازن ارتکاز ہیں

مندرجہ ذیل تعامل $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$

کے لیے توازن مستقلہ اس طرح لکھا جائے گا

$$K_c = [NO]^4[H_2O]^6 \ / \ [NH_3]^4 \ [O_2]^5$$

مختلف اشیا کا مولر ارتکاز مربع بریکٹ میں بند کر کے ظاہر کیا جاتا ہے، جیسا کہ اوپر دکھایا گیا ہے۔ توازن مستقلہ کے لیے جب ہم علامت لکھتے ہیں تو حالت کے لیے علامات (S. 1. g) کو عام طور پر نظر انداز کر دیتے ہیں۔

آیئے ہم تعامل

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g) \quad (7.5)$$

کے لیے توازن مستقلہ ایسے لکھیں:

$$K_c = [HI]^2 \ / \ [H_2] \ [I_2] = x \quad (7.6)$$

اسی درجہ حرارت پر رجعتی تعامل $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$ کے لیے توازن مستقلہ

(7.7) $K'_c = [H_2]\,[I_2] \,/\, [HI]^2 = 1/\,x = 1\,/\,K_c$

اس طرح

(7.8) $K'_c = 1\,/\,K_c$

''پشت رفت تعامل کے لیے توازن مستقلہ پیش رفت تعامل کے توازن مستقلے کے مقلوب تناسب میں ہوتا ہے۔

اگر ہم کسی کیمیائی مساوات کو اوّل سے آخرت تک ایک ضریب سے ضرب کر کے تناسب پیما ضربیہ کو تبدیل کر دیں تو ہمیں اس بات کو بھی یقینی بنانا ہوگا کہ توازن مستقلہ کا اظہار بھی اس تبدیلی کو ظاہر کرے۔ مثال کے طور پر اگر مساوات 7.5 کو اس طرح لکھیں

(7.9) $\tfrac{1}{2}\, H_2(g) + \tfrac{1}{2}\, I_2(g) \rightleftharpoons HI(g)$

تو مندرجہ بالا تعامل کے لیے توازن مستقلہ اس طرح دیا جا سکتا ہے:

$K''_c = [HI]\,/\,[H_2]^{1/2}[I_2]^{1/2} = \{[HI]^2/\,[H_2][I_2]\}^{1/2}$

(7.10) $= x^{1/2} = K_c^{1/2}$

مساوات 7.5 کو n سے ضرب کرنے پر ہمیں:

7.11 $nH_2(g) + nI_2(g) \rightleftharpoons 2nHI(g)$

حاصل ہوتی ہے۔

لہٰذا تعامل کے لیے توازن مستقلہ K_c^n کے برابر ہوگا۔ یہ نتائج جدول 7.4 میں دکھائے گئے ہیں۔

جدول 7.4 ایک عمومی تعامل کے لیے توازن مستقلوں اور اس کے اضعاف کے مابین تعلق

کیمیائی مساوات	توازن مستقلے
$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + D$	K
$c\,C + d\,D \rightleftharpoons a\,A + b\,B$	$K'_c = (1/K_c)$
$na\,A + nb\,B \rightleftharpoons ncC + ndD$	$K''_c = (K_n^c)$

یہ قابل غور ہے کہ توازن مستقلوں K_C اور K'_C کی عددی قدریں مختلف ہیں۔ یہ اہم ہے کہ توازن مستقلے کی قیمت کے اظہار کے وقت متوازن کیمیائی مساوات کی شکل کو واضح کیا جائے۔

مسئلہ 7.1

500K درجہ حرارت پر $[N_2]$ اور H_2 سے $[NH_3]$ بننے میں توازن کے وقت مندرجہ ذیل ارتکاز حاصل ہوتے ہیں $[N_2] = 1.5\times10^{-2}M$ ، $[H_2] = 3.0\times10^{-2}$ M اور $[NH_3] = 1.2\times10^{-2}M$ توازن مستقلہ کی قیمت معلوم کیجیے۔

حل

تعامل $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ کے لیے توازن مستقلہ اس طرح لکھا جا سکتا ہے۔

$$K_c = \frac{[NH_3(g)]^2}{[N_2(g)][H_2(g)]^3}$$

$$= \frac{(1.2\times10^{-2})^2}{(1.5\times10^{-2})(3.0\times10^{-2})^3}$$

$$= 0.106\times10^4 = 1.06\times10^3$$

مسئلہ 7.2

تعامل $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ کے لیے ایک سیل بند برتن 800K پر توازن کے وقت ارتکاز $N_2 = 3.0\times10^{-3}M$ ، $O_2 = 4.2\times10^{-3}M$ اور $NO = 2.8\times10^{-3}M$ پائے گئے۔ تعامل کے لیے K_C کی قیمت کیا ہوگی؟

حل

تعامل کے لیے توازن مستقلہ K_C اس طرح لکھا جا سکتا ہے

$$K_c = \frac{[NO]^3}{[N_2][O_2]}$$

$$= \frac{[2.8\times10^{-3}M]^2}{[3.0\times10^{-3}M][4.2\times10^{-3}M]}$$

$$= 0.622$$

7.4 متجانس توازن (Homogeneous Equilibria)

ایک متجانس نظام میں تمام متعال اور ماحصل ایک ہی ہیئت میں ہوتے ہیں۔ مثال کے طور پر ایک گیسی تعامل $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

میں متعامل اور ماحصل ایک متجانس ہیئت میں ہوتے ہیں۔ اسی طرح تعاملات،

$$CH_3COOC_2H_5\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + C_2H_5OH\,(aq)$$

اور $Fe^{3+}\,(aq) + SCN^-(aq) \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+}\,(aq)$ کے لیے

تمام متعامل اور ماحصل متجانس محلول ہیئت (Homogeneous Solution Phase) میں ہیں اب ہم کچھ متجانس ہیئت تعاملات کے لیے توازن مستقلے دیکھیں گے

7.4.1 گیسی نظام کے لیے توازن مستقلہ (Equilibrium Constant in Gaseous Systems)

اب تک ہم نے تعاملات کے توازن مستقلے مولر ارتکاز کی اصطلاح میں ظاہر کیے ہیں اور اس کے لیے علامت K_C کا استعمال کیا ہے۔ ان تعاملات کی لیے جن میں عام طور پر گیسیں شامل ہوتی ہیں توازن مستقلہ کو جزوی دباؤ (Partial Pressure) کی اصطلاح میں ظاہر کرنا زیادہ آسان ہوتا ہے۔

مثالی گیس مساوات اس طرح لکھی جاتی ہے

$$pV = nRT$$

$$\Rightarrow p = \frac{n}{V}RT$$

یہاں p دباؤ Pa میں ظاہر کیا گیا ہے، n گیس کے مولوں کی تعداد ہے حجم جو کہ m^3 میں ظاہر کیا گیا ہے اور T درجہ حرارت کیلون میں ہے۔

لہٰذا، n/V، mol/m^3 میں ظاہر کیا گیا ارتکاز ہے۔

اگر ارتکاز mol/L یا mol/dm^3 میں اور p بار میں ہے تو

$$p = cRT$$

اسے ہم اس طرح بھی لکھ سکتے ہیں: $p = [gas]\,RT$

یہاں $R = 0.0831$ bar litre/mol K ہے۔

مستقل درجہ حرارت پر کسی گیس کا دباؤ اس کے ارتکاز کے تناسب میں ہوتا ہے، یعنی $p \propto [gas]$

تعامل کے توازن پر ہونے پر

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

ہم لکھ سکتے ہیں:

$$K_c = \frac{[HI(g)]^2}{[H_2(g)][I_2(g)]}$$

یا

$$K_c = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})(p_{I_2})} \qquad (7.12)$$

مزید: چونکہ

$$p_{HI} = [HI(g)]RT$$

$$p_{I_2} = [I_2(g)]RT$$

$$p_{H_2} = [H_2(g)]RT$$

لہٰذا

$$K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})(p_{I_2})} = \frac{[HI(g)]^2[RT]^2}{[H_2(g)]RT.[I_2(g)]RT}$$

$$= \frac{[HI(g)]^2}{[H_2(g)][I_2(g)]} = K_c \qquad (7.13)$$

اس مثال میں $K_p = K_c$ یعنی دونوں توازن مستقلے برابر ہیں تاہم ہمیشہ ہی ایسا نہیں ہوتا۔ مثال کے طور پر تعامل

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

$$K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2})(p_{H_2})^3}$$

$$= \frac{[NH_3(g)]^2[RT]^2}{[N_2(g)]RT.[H_2(g)]^3(RT)^3}$$

$$= \frac{[NH_3(g)]^2[RT]^{-2}}{[N_2(g)][H_2(g)]^3} = K_c(RT)^{-2}$$

$$\text{or } K_p = K_c(RT)^{-2}$$

اسی طرح ایک عام تعامل

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

کے لیے

$$K_p = \frac{(p_C^c)(p_D^d)}{(p_A^a)(p_B^b)} = \frac{[C]^c[D]^d(RT)^{(c+d)}}{[A]^a[B]^b(RT)^{(a+b)}}$$

$$= \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}(RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$= \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^{\Delta n} \qquad (7.15)$$

جہاں ایک متوازن کیمیائی مساوات میں Δn= (گیسی ماحصلات کے مولوں کی تعداد)۔ (گیسی متعاملوں کے مولوں کی تعداد) (یہ ضروری ہے کہ جب K_p کی قیمت معلوم کریں تو دباؤ کا اظہار بار اکائی میں ہو کیونکہ معیاری حالت 1bar ہے)۔ باب 1 سے ہم جانتے ہیں کہ

1 پاسکل، $Pa = 1Nm^{-2}$ اور 1 بار = 10^5 Pa

کچھ چنندہ تعاملات کے لیے مختلف درجہ حرارت پر K_p کی قیمتیں جدول 7.5 میں دکھائی گئی ہیں۔

جدول 7.5 کچھ چنندہ تعاملات کے لیے توازن مستقلے k_p

تعامل	درجہ حرارت/K	K_p
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3$	298	6.8×10^5
	400	41
	500	3.6×10^{-2}
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$	298	4.0×10^{24}
	500	2.5×10^{10}
	700	3.0×10^4
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	298	0.98
	400	47.9
	500	1700

مسئلہ 7.3

500 K پر PCl_5, PCl_3 اور Cl_2 توازن کی حالت میں ہیں اور ان کے ارتکاز 1.59 M PCl_3، 1.59M Cl_2 اور 1.41 M PCl_5 ہیں تعامل $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$ کے لیے K_C کی قیمت معلوم کیجیے۔

حل

مندرجہ بالا تعامل کے لیے توازن مستقلہ K_C اس طرح لکھا جاسکتا ہے،

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{(1.59)^2}{(1.41)} = 1.79$$

مسئلہ 7.4

مندرجہ ذیل تعامل

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

کے لیے 800 K پر $K_p = 4.24$ ہے۔ 800K پر CO_2، H_2، CO اور H_2O کے توازن ارتکاز معلوم کیجیے اگر شروع میں صرف CO اور H_2O کے ارتکاز 0.10M ہوں۔

حل

تعامل

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

کے لیے ابتدائی ارتکاز ہیں۔

0.1M 0.1M 0 0

مان لیجیے کہ ہر ایک ماحصل کے x مول بن رہے ہیں۔

توازن کے وقت

(0.1-x) M (0.1-x) M x M x M

جہاں x توازن کے وقت CO_2 اور H_2 کی مقداریں ہیں۔ لہٰذا توازن مستقلہ کو اس طرح لکھا جاسکتا ہے۔

$K_c = x^2/(0.1-x)^2 = 4.24$

$x^2 = 4.24(0.01 + x^2 - 0.2x)$

$x^2 = 0.0424 + 4.24x^2 - 0.848x$

$3.24x^2 - 0.848x + 0.0424 = 0$

$a = 3.24, b = -0.848, c = 0.0424$

دو درجی مساوات $ax^2 + bx + c = 0$ کے لیے

$$x = \frac{\left(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}\right)}{2a}$$

$x = 0.848 \pm \sqrt{(0.848)^2 - 4(3.24)(0.0424)}/(3.24 \times 2)$

$x = (0.848 \pm 0.4118)/6.48$

$x_1 = (0.848 - 0.4118)/6.48 = 0.067$

$x_2 = (0.848 + 0.4118)/6.48 = 0.194$

قدر 0.194 کو نظر انداز کیا جاسکتا ہے کیونکہ یہ متعامل کے ارتکاز کو بتاتی ہے جو ابتدائی ارتکاز سے زیادہ ہے۔

لہٰذا توازنی ارتکاز مندرجہ ذیل ہوں گے:

$[CO_2] = [H_{2-}] = x = 0.067$ M

$[CO] = [H_2O] = 0.1 - 0.067 = 0.033$ M

مسئلہ 7.5

توازن $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$ کے لیے توازن K_c درجہ حرارت 1069K پر 3.75×10^{-6} ہے۔ اس درجہ حرارت پر تعامل کے لیے K_p معلوم کیجیے؟

حل

ہم جانتے ہیں کہ

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

مندرجہ بالا مساوات کے لیے

$$\Delta n = (2+1) - 2 = 1$$

$$K_p = 3.75 \times 10^{-6} \ (0.0831 \times 1069)$$

$$K_p = 0.033$$

7.5 غیر متجانس توازن
(Heterogeneous Equilibria)

ایک سے زیادہ ہیئت والے نظاموں کے توازن غیر متجانس توازن (Heterogeneous Equilibrium) کہلاتے ہیں۔ ایک بند برتن میں ابخرات اور پانی کے درمیان توازن، غیر متجانس توازن کی مثال ہے۔

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$$

اس مثال میں ایک گیس ہیئت ہے اور دوسری رقیق ہیئت ہے۔ اس طرح ایک ٹھوس اور اس کے سیر شدہ محلول کے درمیان توازن ایک غیر متجانس توازن ہے۔

$$Ca(OH)_2\ (s) + (aq) \rightleftharpoons Ca^{2+}\ (aq) + 2OH^-(aq)$$

غیر متجانس توازن میں عام طور پر خالص ٹھوس یا رقیق شامل ہوتے ہیں۔ خالص رقیق یا خالص ٹھوس والے غیر متجانس توازن کے لیے ہم توازن کے اظہار کو آسان کر سکتے ہیں کیونکہ خالص ٹھوس یا رقیق کے مولر ارتکاز مستقل ہوتے ہیں۔ (یعنی مقدار سے مبرّا ہوتے ہیں)۔ دوسرے الفاظ میں اگر شے 'X' شامل ہے تو [X(s)] اور [X(l)] مستقل ہوں گے خواہ 'X' کی مقدار کچھ بھی ہو، اس کے برعکس [X(g)] اور [X(aq)] میں فرق ہوگا کیونکہ ایک دیے ہوئے حجم میں X کی مقدار تبدیل ہو جاتی ہے۔ آیئے ہم کیلشیم کاربونیٹ کے حراری افتراق کو لیتے ہیں جو متجانس کیمیائی توازن کی ایک دلچسپ اور اہم مثال ہے۔

$$CaCO_3(s) \overset{\Delta}{\rightleftharpoons} CaO(s) + CO_2(g) \qquad (7.16)$$

تناسب پیمائی مساوات کی بنیاد پر ہم لکھ سکتے ہیں۔

$$K_c = \frac{[CaO(s)][CO_2(g)]}{[CaCO_3(s)]}$$

چونکہ $[CaCO_3(s)]$ اور $[CaO(s)]$ دونوں مستقل ہیں، لہٰذا، کیلشیم کاربونیٹ کے حراری افتراق کے لیے تبدیل شدہ توازن مستقلہ اس طرح ہوگا۔

$$K_c = [CO_2(g)] \qquad (7.17)$$

یا

$$K_p = p_{CO_2} \qquad (7.18)$$

توازن مستقلہ کی اکائیاں
(Units of Equilibrium Constant)

توازن مستقلہ K_C کی قدر ارتکازی ارکان کو mol/L میں تبدیل کر کے معلوم کی جا سکتی ہے اور K_p کے لیے جزوی دباؤ کو Pa، kPa، bar یا atm میں تبدیل کر کے معلوم کر سکتے ہیں۔ اس کے نتیجے میں توازن مستقلہ کی اکائیاں حاصل ہوتی ہیں جن کا انحصار مولاریت یا دباؤ پر ہوتا ہے جب تک کہ شمار کنندہ اور نسب نما دونوں کے قوت نما یکساں نہ ہوں۔

مندرجہ ذیل تعاملات $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI$، K_c کے لیے اور K_p کی کوئی اکائی نہیں ہے۔ $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ K_C کی اکائی mol/L اور K_p کی اکائی بار ہے۔

توازن مستقلوں کو بغیر جسامت کی مقداروں کی شکل میں بھی ظاہر کیا جا سکتا ہے اگر متعامل اور ماحصل کی معیاری حالتیں بتائی گئی ہوں۔ ایک خالص گیس کے لیے معیاری حالت 1 bar ہے۔ لہٰذا خالص حالت میں 4 bar کو اس طرح ظاہر کیا جا سکتا ہے۔ 4bar/1bar=4 جو ایک غیر جسامتی (Dimensionless) عدد ہے۔ ایک منحل کے لیے معیاری حالت (C_0) 1 مولر محلول ہے اور تمام ارتکاز اسی حوالے سے ناپے جا سکتے ہیں۔ توازن مستقلہ کی عددی قیمت منتخب معیاری حالت پر منحصر ہوتی ہے۔ لہٰذا اس نظام میں K_p اور K_C دونوں ہی بغیر جسامت کی مقداریں ہیں لیکن مختلف معیاری حالتوں کی وجہ سے ان کی عددی قیمتیں مختلف ہوتی ہیں۔

اس سے ظاہر ہوتا ہے کہ ایک خاص درجہ حرارت پر CO_2 کا مستقل ارتکاز یا دباؤ $CaO(s)$ اور $CaCO_3(s)$ کے ساتھ توازن میں ہوتا ہے۔ تجربہ کے ذریعہ یہ پایا گیا کہ 1100K پر CO_2 کا دباؤ جو $CaO(s)$ اور $CaCO_3(s)$ کے ساتھ توازن میں ہے 2.0×10^5 Pa ہے۔ لہٰذا 1100K پر مندرجہ بالا تعامل کا توازن مستقلہ مندرجہ ذیل ہوگا:

$$K_p = p_{CO_2} = 2\times10^5\,Pa/10^5\,Pa = 2.00$$

اسی طرح نِکل، کاربن مونو آکسائڈ اور نِکل کاربونل (نکل کی تخلیص میں استعمال کیا گیا) کے درمیان توازن میں،

$$Ni\,(s) + 4\,CO\,(g) \rightleftharpoons Ni(CO)_4\,(g)$$

توازن مستقلہ اس طرح لکھا جا سکتا ہے،

$$K_c = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4}$$

یہ یاد رکھنا چاہیے کہ غیر متجانس توازن میں توازن قائم کرنے کے لیے خالص ٹھوس یا رقیق موجود ہونا چاہیے (خواہ وہ کتنے ہی کم کیوں نہ ہوں)، لیکن ان کے ارتکاز یا جزوی دباؤ توازن مستقلہ کی عبادت میں ظاہر نہیں ہوتے۔ مندرجہ ذیل تعامل میں:

$$Ag_2O(s) + 2HNO_3(aq) \rightleftharpoons 2AgNO_3(aq) + H_2O(l)$$

$$K_c = \frac{[AgNO_3]^2}{[HNO_3]^2}$$

مسئلہ 7.6

تعامل $CO_2\,(g) + C\,(s) \rightleftharpoons 2CO\,(g)$ کے لیے K_p کی قدر 1000 K پر 3.0 ہے۔ اگر شروع میں $p_{CO_2} = 0.48$ bar اور $p_{CO} = 0$ bar اور خالص گریفائٹ موجود ہو تو CO اور CO_2 کے توازن جزوی دباؤ معلوم کیجیے۔

حل

تعامل کے لیے

مان لیجیے کہ CO_2 کی x مقدار نے تعامل کیا، تب

$$CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g)$$

ابتدائی دباؤ 0.48 bar 0

توازن کے وقت (0.48–x) bar 2x bar

$$K_p = \frac{p^2_{CO}}{p_{CO_2}}$$

$$K_p = (2x)^2/(0.48 - x) = 3$$

$$4x^2 = 3(0.48 - x)$$
$$4x^2 = 1.44 - x$$
$$4x^2 + 3x - 1.44 = 0$$
$$a = 4,\ b = 3,\ c = -1.44$$

$$x = \frac{\left(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}\right)}{2a}$$

$$= [-3 \pm \sqrt{(3)^2 - 4(4)(-1.44)}]/2 \times 4$$

$$= (-3 \pm 5.66)/8$$

$$= (-3 + 5.66)/8$$

(چونکہ x کی قیمت منفی نہیں ہو سکتی لہٰذا ہم اسے نظر انداز کر دیتے ہیں)

$$x = 2.66/8 = 0.33$$

توازن جزوی دباؤ مندرجہ ذیل ہوں گے۔

$$p_{co} = 2x = 2 \times 0.33 = 0.66 \text{ bar}$$

$$p_{co_2} = 0.48 - x = 0.48 - 0.33 = 0.15 \text{ bar}$$

7.6 توازن مستقلوں کے استعمال (Applications Of Equilibrium Constants)

توازن مستقلوں کے استعمال کو سمجھنے سے پہلے آیئے ہم توازن مستقلہ کی اہم خصوصیات کا خلاصہ کرتے ہیں:

1۔ توازن مستقلہ اس وقت استعمال ہوتا ہے جب متعامل اور ماحصل کے ارتکاز اپنی حالتِ توازن کو پہنچ جاتے ہیں۔

2۔ توازن مستقلہ کی قدر متعامل اور ماحصل کے ابتدائی ارتکاز سے آزاد ہوتی ہے۔

3۔ توازن مستقلہ درجہ حرارت پر منحصر ہوتا ہے۔ کسی خاص تعامل کے لیے جس کا اظہار دیے ہوئے درجہ حرارت پر متوازن مساوات کے ذریعہ کیا جاتا ہے، اس کی قدر ایک منفرد اور مخصوص ہوتی ہے۔

4۔ پشت رفت تعامل کے لیے توازن مستقلہ کی قدر پیش رفت تعامل کے توازن مستقلہ کے مقلوب کے برابر ہوتی ہے۔

5۔ کسی تعامل کے لیے توازن مستقلہ K اس نظیری تعامل کے توازن مستقلہ سے تعلق رکھتا ہے، جس کی مساوات اصل تعامل کو کسی چھوٹے صحیح عدد سے ضرب یا تقسیم کر کے حاصل کی جاتی ہے۔

آئیے ہم مندرجہ ذیل کے لیے توازن مستقلہ کے استعمال پر غور کرتے ہیں:

- قدر کی بنیاد پر کسی تعامل کی حد کی پیشین گوئی کرنے میں،
- تعامل کی سمت کی پیشین گوئی کرنے میں اور
- توازن ارتکاز کی تحسیب میں۔

7.6.1 تعامل کی حد کی پیشین گوئی کرنا (Predicting the Extent of a Reaction)

کسی تعامل کے توازن مستقلہ کی عددی قدر (Numerical Value) تعامل کی حد کو ظاہر کرتی ہے۔ لیکن یہ قابل غور ہے کہ توازن ایسی کوئی معلومات فراہم نہیں کرتا جس سے یہ اندازہ ہو کہ تعامل کی شرح کیا ہے جس پر توازن پہنچا ہے۔ K_c یا K_p کی قدر ماحصل کے ارتکاز کے براہ راست تناسب میں (جیسا کہ توازن مستقلہ کی عبادت میں شمار کنندہ سے ظاہر ہوتی ہیں) اور متعامل کے مقلوب تناسب میں (یہ نسب نما میں ظاہر ہوتی ہیں) ہوتی ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ K کی بہت زیادہ قدر ماحصل کے بہت زیادہ ارتکاز کو ظاہر کرتی ہے اور اس کے برعکس بھی۔

توازن آمیزے کی ترکیب سے متعلق ہم مندرجہ ذیل تعمیمات قائم کر سکتے ہیں۔

- اگر $K_c > 10^3$ ہے تو ماحصل متعامل پر سبقت حاصل کر لیں گے، یعنی اگر K_c بہت زیادہ ہے تو تعامل تقریباً اختتام کو پہنچے گا۔ مندرجہ ذیل مثالوں کا مطالعہ کیجیے:

(a) 500 K پر H_2 کا O_2 کے ساتھ تعامل ہونے پر توازن مستقلہ بہت زیادہ ہے: $K_c = 2.4 \times 10^{47}$

(b) 300 K پر تعامل $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$ کے لیے $K_c = 4.0 \times 10^{31}$ ہے۔

(c) 300 K پر تعامل $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$ کے لیے $K_c = 5.4 \times 10^{18}$ ہے۔

- اگر $K_c < 10^{-3}$ ہو تو متعامل ماحصل پر سبقت حاصل کر لیں گے: یعنی اگر K_c کی قیمت بہت کم ہے تو تعامل آگے بڑھے گا۔ مندرجہ ذیل مثالوں کا مطالعہ کیجیے:

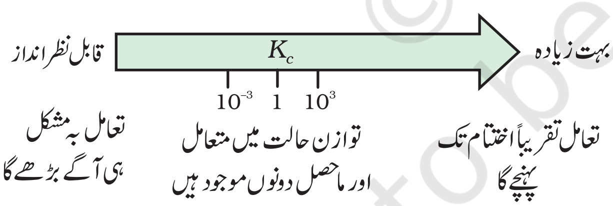
(a) 500 K پر H_2O کی H_2 اور O_2 میں تحلیل کے لیے توازن مستقلہ بہت کم ہے: $K_c = 4.1 \times 10^{-48}$

(b) 298K پر $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ کے لیے $K_c = 4.8 \times 10^{-31}$ ہے

- اگر K_c 10^3 سے 10^{-3} کی رینج میں ہے تو متعامل اور ماحصل دونوں کی مقداریں موجود ہوں گی۔ مندرجہ ذیل مثالیں دیکھیے:

(a) HI بنانے کے لیے H_2 اور I_2 کا 700 K پر تعامل $K_c = 57.0$

(b) N_2O_2 کی NO_2 میں تحلیل گیس حالت کے تعامل کی دوسری مثال ہے جس میں 25°c پر $K_c = 4.64 \times 10^{-3}$ ہے جو نہ تو بہت زیادہ ہے اور نہ بہت کم۔ اس لیے توازن آمیزے میں NO_2 اور N_2O_2 دونوں ہی پائے جاتے ہیں۔ یہ تعمیمات مندرجہ ذیل شکل 7.6 میں ظاہر کی گئی ہیں۔



شکل 7.6 تعامل کی حد کا K_c پر انحصار

7.6.2 تعامل کی سمت کی پیشین گوئی کرنا (Predicting the Direction of the Reaction)

توازن مستقلہ کسی دیے ہوئے تعامل کی کسی بھی سطح پر جاری رہنے والی سمت کی پیشین گوئی کرنے میں مدد کرتا ہے۔ اس کے لیے ہم **تعامل خارج قسمت Q** (Reaction Quotient) معلوم کرتے ہیں تعامل خارج قسمت (Q_c مولر ارتکاز کے ساتھ اور Q_p جزوی دباؤ کے ساتھ) کی تعریف اسی طرح بیان کی جاتی ہے جس طرح کے توازن مستقلہ K کی

کرتے ہیں، سوائے اس کے کہ Q_c میں ضروری نہیں ہے کہ ارتکاز توازن قیمتیں ہوں۔ ایک عام تعامل کے لیے:

$$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D \qquad (7.19)$$

$$Q_c = [C]^c[D]^d \ / \ [A]^a[B]^b \qquad (7.20)$$

اگر $Q_c > K_c$ تو تعامل متعامل کی سمت بڑھے گا (پشت رفت تعامل)۔

اگر $Q_c > K_c$ تو تعامل ماحصل کی سمت بڑھے گا (پیش رفت تعامل)۔

اگر $Q_c = K_c$ تو تعامل آمیزہ پہلے سے ہی توازن میں ہے۔

H_2 کا I_2 کے ساتھ گیسی تعامل پر غور کیجیے۔

$H2(g) + I2(g) \quad 2HI(g)$؛ 700 K پر $K_c = 57.0$ ہے۔ مان لیجیے کہ ہمارے پاس مولر ارتکاز $[H_2]_t = 0.10M$، $[I_2]_t = 0.20$ M اور $[HI]_t = 0.40$ M (زیریں علامت t جو ارتکاز کی علامات کے ساتھ ہے یہ بتاتی ہے کہ ارتکاز کسی من مانے (Arbitary) وقت پر لیا گیا ہے اور یہ ضروری نہیں ہے کہ یہ توازن میں ہو)۔

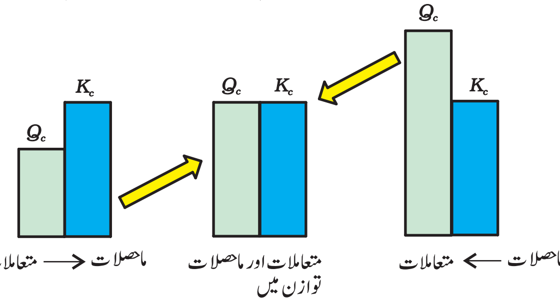
لہٰذا، تعامل کی اس اسٹیج پر تعامل خارج قسمت کو اس طرح دیا جا سکتا ہے؛

$$Q_c = [HI]_t^2 \ / \ [H_2]_t \ [I_2]_t = (0.40)^2 / (0.10)\times(0.20)$$
$$= 8.0$$

اب، اس کیس میں K_c (8.0)، K_c (57.0) کے برابر ہے، لہٰذا $H_2(g)$، $I_2(g)$ اور HI(g) کا آمیزہ توازن میں نہیں ہے: یعنی مزید H_2 گیس I_2 گیس سے تعامل کر کے زیادہ HI تیار کرے گی $Q_c = K_c$ ہونے تک اور ان کے ارتکاز میں کمی واقع ہوگی۔

Q_c اور K_c کی قدروں کا موازنہ کرتے ہوئے تعامل خارج قسمت Q_c تعامل کی سمت کی پیشین گوئی کرنے میں مددگار ثابت ہوتا ہے۔

لہٰذا تعامل کی سمت سے متعلق ہم مندرجہ ذیل تعمیمات قائم کر سکتے ہیں:



شکل 7.7 تعامل کی سمت کی پیشین گوئی کرنا

- اگر $Q_c < K_c$ تعامل بائیں سے دائیں سمت جائے گا۔
- اگر $Q_c > K_c$ تو تعامل دائیں سے بائیں سمت جائے گا۔
- اگر $Q_c = K_c$ تو کوئی نیٹ تعامل نہیں ہوگا۔

مسئلہ 7.7

تعامل $2A \rightleftharpoons B + C$ کے لیے K_c کی قیمت 2×10^{-3} ہے۔ ایک دیے ہوئے وقت پر توازن آمیزے کی ترکیب $[A] = [B] = [C] = 3 \times 10^{-4}$ M ہے۔ تعامل کس سمت میں آگے بڑھ رہا ہے۔

حل

تعامل کے لیے تعامل خارج قسمت Q_c اس طرح دیا جا سکتا ہے۔

$$Q_c = [B][C] / [A]^2$$

چونکہ

$[A] = [B] = [C] = 3 \times 10^{-4}M$ ہے، تو

$$Q_c = (3 \times 10^{-4})(3 \times 10^{-4}) \ / \ (3 \times 10^{-4})^2 = 1$$

چونکہ $Q_c > K_c$ ہے لہٰذا تعامل پشت رفت ہوگا۔

7.6.3 توازن ارتکاز کی تحسیب (Calculating Equilibrium Concentrations)

ایسے کیس میں جہاں ہمیں ابتدائی ارتکاز معلوم ہوں لیکن ہم کسی بھی توازن ارتکاز کو نہیں جانتے تو ہمیں مندرجہ ذیل اقدامات کرنے ہوں گے۔

قدم 1۔ تعامل کے لیے متوازن مساوات لکھیے

قدم 2۔ متوازن مساوات کے نیچے ایک جدول بنائیے جس میں تعامل میں حصہ لینے والے مادّوں کے لیے فہرست بنائیں جس میں:

(a) ابتدائی ارتکاز لکھے جائیں،

(b) توازن کی سمت بڑھتے وقت ارتکاز میں تبدیل لکھی جائے اور

(c) توازن ارتکاز لکھے جائیں۔

جدول بناتے وقت توازن کی سمت بڑھتے ہوئے کسی ایک متعامل کے ارتکاز (mol/L) کو x سے ظاہر کیجیے، اس کے بعد تعامل کی تناسب پیمائی کا استعمال کرتے ہوئے دوسرے مادّوں کے ارتکاز x کے حوالے سے معلوم کیجیے۔

قدم 3۔ تعامل کی توازن مساوات میں توازن ارتکاز کی قیمت رکھ کر x کی قیمت معلوم کیجیے۔ اگر آپ ایک دو درجی مساوات حل کر رہے ہیں تو ایسے ریاضیاتی حل کا انتخاب کیجیے جس کا کوئی کیمیائی مطلب ہو۔

قدم 4۔ x کے لیے معلوم کی گئی قیمت کی مدد سے توازن ارتکاز معلوم کیجیے۔

قدم 5۔ اپنے جوابات کی جانچ توازن مساوات میں ان نکالی گئی قیمتوں کو رکھ کر کیجیے۔

مسئلہ 7.8

13.8g N_2O_4 کو 400K پر 1L والے تعاملی برتن میں رکھا گیا ہے اور توازن کی حالت کو پہنچنے دیا جاتا ہے۔

$$N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2NO_2\,(g)$$

توازن کے وقت کل دباؤ 9.15 bar پایا گیا۔ توازن کے وقت K_c، K_p اور جزوی دباؤ معلوم کیجیے۔

حل

ہم جانتے ہیں کہ $pV = nRT$

کل حجم $(V) = 1$ L

N_2O_4 کی سالماتی کمیت 92 g

مولوں کی تعداد 0.15=13.8g/92 g گیس (n)

گیس مستقلہ $(R) = 0.083$ bar L mol^{-1}K^{-1}

درجہ حرارت (T)=400 K

$$pV = nRT$$

$$p \times 1\text{L} = 0.15 \text{ mol} \times 0.083 \text{ bar L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 400 \text{ K}$$

$$p = 4.95 \text{ bar}$$

	N_2O_4	$\rightleftharpoons$	$2NO_2$
ابتدائی دباؤ	4.98 bar		0
توازن کے وقت	(4.98–x) bar		2x bar

لہٰذا

توازن کے وقت $p_{total} = p_{N_2O_4} + p_{NO_2}$

$$9.15 = (4.98 - x) + 2x$$

$$9.15 = 4.98 + x$$

$$x = 9.15 - 4.98 = 4.17\text{bar}$$

توازن کے وقت جزوی دباؤ

$$p_{N_2O_4} = 4.98 - 4.17 = 0.81\text{bar}$$

$$p_{NO_2} = 2x = 2 \times 4.17 = 8.34 \text{ bar}$$

$$K_p = \left(p_{NO_2}\right)^2 / p_{N_2O_4}$$

$$= (8.34)^2/0.81 = 85.87$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$85.87 = K_c(0.083 \times 400)^1$$

$$K_c = 2.586 = 2.6$$

مسئلہ 7.9

3.0 مول PCl_5 کو 300 K پر 1L والے بند تعاملی برتن میں توازن قائم کرنے کے لیے چھوڑا گیا۔ توازن کے وقت آمیزے کی ترکیب کا حساب لگائیے۔ $K_c = 1.80$

حل

	PCl_5	$\rightleftharpoons$	PCl_3	+	Cl_2
ابتدائی ارتکاز	3.0		0		0

مان لیجیے PCl_5 کے X مول کا افتراق ہوا

توازن کے وقت	(3–X)	X	X

$$K_c = [PCl_3][Cl_2]/[PCl_5]$$

$$1.8 = x^2/\ (3 - x)$$

$$x^2 + 1.8x - 5.4 = 0$$

$$x = [-1.8 \pm \sqrt{(1.8)^2 - 4(-5.4)}]/2$$

$$x = [-1.8 \pm \sqrt{3.24 + 21.6}]/2$$

$$x = [-1.8 \pm 4.98]/2$$

$$x = [-1.8 + 4.98]/2 = 1.59$$

$$[PCl_5] = 3.0 - x = 3 - 1.59 = 1.41 \text{ M}$$

$$[PCl_3] = [Cl_2] = x = 1.59 \text{ M}$$

7.7 توازن مستقلہ K، تعامل خارج قسمت Q اور گبس توانائی G میں تعلق (Relationship Between Equilibrium Constant K, Reaction Quotient Q And Gibbs Energy G)

کسی تعامل کے لیے K_c کی قیمت اس کی تعامل کی شرح پر منحصر نہیں ہوتی۔ تاہم جیسا کہ آپ نے باب 6 میں پڑھا ہے یہ تعامل کی حرحرکیات پر، اور خاص طور پر گبس توانائی میں تبدیلی ΔG پر براہ راست منحصر ہوتی ہے اگر:

- ΔG منفی ہے، تو تعامل از خود ہوگا اور آگے کی سمت بڑھے گا۔
- ΔG مثبت ہے، تو تعامل از خود نہیں ہوگا۔ بلکہ رجعت پذیر تعامل کے طور پر منفی ΔG ہوگی، پیش رفت تعامل کے ماحصل متعامل میں تبدیل ہو جائیں گے۔
- ΔG صفر ہے تو تعامل نے توازن حاصل کر لیا ہے: اس مقام پر کوئی آزاد توانائی موجود نہیں ہے جو تعامل کو آگے بڑھا سکے۔

توازن کے اس حرحرکیاتی نظریے کے لیے ایک ریاضیاتی عبارت مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ ظاہر کی جا سکتی ہے:

$$\Delta G = \Delta G^{\ominus} + RT \ln Q \qquad (7.21)$$

جہاں $G^{\ominus}$ معیار گبس توانائی ہے

توانائی کی حالت میں جب $\Delta G = 0$ اور $Q = K_c$ ہوگا تب مساوات 7.21 اس طرح ہوگی۔

$$\Delta G = \Delta G^{\ominus} + RT \ln K = 0$$

$$\Delta G^{\ominus} = -RT \ln K \qquad (7.22)$$

$$\ln K = -\Delta G^{\ominus}/RT$$

دونوں جانب کا اینٹی لوگارتم لینے کے بعد ہمیں حاصل ہوتا ہے،

$$K = e^{-\Delta G^{\ominus}/RT} \qquad (7.23)$$

لہٰذا مساوات (7.23) کا استعمال کرتے ہوئے، تعامل کی از خود کاری کو $\Delta G^{\ominus}$ کی اصطلاح میں بیان کیا جا سکتا ہے۔

- اگر $\Delta G^{\ominus} < 0$، تو $\Delta G^{\ominus}/RT$ مثبت ہوگا اور $e^{-\Delta G^{\ominus}/RT}$ ہوگا جو $K > 1$ بنائے گا۔ جس کا مطلب ہے کہ از خود تعامل یا وہ تعامل جو اس حد تک پیش رفت ہوگا کہ ماحصل کی مقدار کافی ہوگی۔
- اگر $\Delta G^{\ominus} > 0$، تو $-\Delta G^{\ominus}/RT$ منفی ہوگا اور $e^{-\Delta G^{\ominus}/RT} < 1$ یعنی $K < 1$ جس کا مطلب ہے کہ غیر از خود تعامل یا وہ تعامل جو آگے کی سمت ہوگا اتنا کم ہوگا کہ نہایت کم مقدار میں ماحصل تیار ہوگا۔

مسئلہ 7.10

گلائیکولِسس (Glycolysis) میں گلوکوز کے فاسفوریلیشن (Phosphorylation) کے لیے $\Delta G^{\ominus}$ کی قیمت 13.8kJ/mol ہے۔ 298 K پر K_c کی قیمت معلوم کیجیے۔

حل

$$\Delta G^{\ominus} = 13.8 \text{ kJ/mol} = 13.8 \times 10^3 \text{J/mol}$$

اور یہ بھی کہ $\Delta G^{\ominus} = -RT \ln K_c$

تو پھر $\ln K_c = -13.8 \times 10^3 \text{J/mol} / (8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 298 \text{ K})$

$$\ln K_c = -5.569$$

$$K_c = e^{-5.569}$$

$$K_c = 3.81 \times 10^{-3}$$

مسئلہ 7.11

سوکروز کی آب پاشیدگی (Hydrolysis) سے ہمیں حاصل ہوتا ہے۔

$$\text{Sucrose} + H_2O \rightleftharpoons \text{Glucose} + \text{Fructose}$$

مساوات کے لیے 300 K پر توازن مستقلہ K_c 2×10^{13} ہے $\Delta G^{\ominus}$ معلوم کیجیے۔

حل

$$\Delta G^{\ominus} = -RT \ln K_c$$

$$\Delta G^{\ominus} = -8.314 \text{J mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 300\text{K} \times \ln(2\times10^{13})$$

$$\Delta G^{\ominus} = -7.64 \times 10^4 \text{ J mol}^{-1}$$

7.8 توازن کو متاثر کرنے والے عوامل (Factors Affecting Equilibria)

کیمیائی تالیف کے اہم مقاصد میں سے ایک اہم مقصد یہ ہے کہ متعامل زیادہ سے زیادہ مقدار میں ماحصل میں تبدیل ہوں جبکہ خرچ کی گئی توانائی کمترین ہو۔ اس کا مطلب معتدل درجہ حرارت اور دباؤ پر ماحصل کی زیادہ سے زیادہ مقدار کو حاصل کرنا۔ اگر یہ نہیں ہوتا ہے تو تجرباتی حالات کو موافق بنانے کی ضرورت ہے۔ مثال کے طور پر، ہیبر عمل کے ذریعہ N_2 اور H_2 سے NH_3 کی تالیف کے لیے تجرباتی حالات کا انتخاب حقیقی معاشی اہمیت کا حاصل ہے۔ امونیا کی عالمی سالانہ پیداوار تقریباً ایک کروڑ ٹن ہے۔ کیمیائی کھاد کے بطور اس کا سب سے زیادہ استعمال ہے۔

توازن مستقلہ K_c، ابتدائی ارتکاز پر منحصر نہیں ہے۔ لیکن اگر توازن کے وقت نظام میں کسی ایک یا زیادہ متعامل ماڈے کے ارتکاز میں تبدیلی کر دی جائے تو نظام توازن میں قائم نہیں رہے گا، اور کل تعامل کسی بھی سمت میں اس وقت تک جائے گا جب تک کہ توازن دوبارہ قائم نہ ہو جائے۔ اسی طرح نظام کے درجہ حرارت یا دباؤ میں تبدیلی توازن کو بدل سکتی ہے۔ یہ طے کرنے کے لیے کہ تعامل کون سی راہ اختیار کرے گا یا ایک مقداری پیشین گوئی کے لیے کہ حالات میں تبدیلی کا توازن پر کیا اثر ہوگا، ہم **لی-چیٹلیئر کے اصول** کا استعمال کرتے ہیں۔ یہ بتاتا ہے کہ **''کسی ایسے جُز میں تبدیلی جو کسی نظام کی توازن حالت طے کرتی ہو، نظام میں اس طرح کی تبدیلی پیدا کر دیتی کہ وہ اس جُز کے اثرات کو کم یا زائل کر دیتا ہے۔''** اس کا اطلاق تمام طبیعی اور کیمیائی توازن پر ہوتا ہے۔ اب ہم ان عوامل سے بحث کریں گے جو توازن کو متاثر کر سکتے ہیں۔

7.8.1 ارتکاز میں تبدیلی کا اثر (Effect of Concentration Change)

عام طور پر جب توازن میں کسی متعامل / ماحصل کے اضافہ / اخراج سے خلل پیدا ہوتا ہے، تو لی چیٹلیئر اصول پیشین گوئی کرتا ہے کہ۔

- داخل کیے گئے متعامل / ماحصل کا ارتکازی دباؤ کل تعامل کی اس سمت سے راحت حاصل کرے گا جو داخل کیے گئے مادے کا اسراف کرتی ہے۔
- اخراج کیے گئے متعامل / ماحصل کا ارتکازی دباؤ کل تعامل کی اس سمت سے راحت حاصل کرے گا جو اخراج کیے گئے مادہ کو پُر کرتی ہے۔

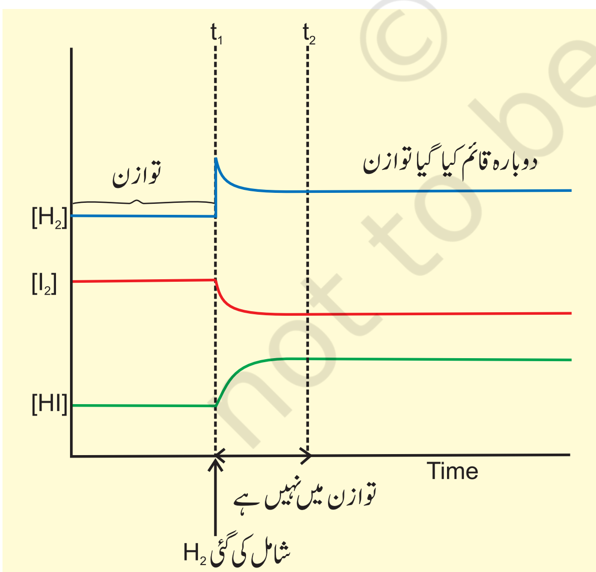
دوسرے الفاظ میں

"جب کبھی کسی متعامل یا ما حصل کے ارتکاز کو تعامل کے توازن کے دوران تبدیل کیا جاتا ھے، تو توازن آمیزے کی ترکیب اس انداز میں تبدیل ھوتی ھے کہ ارتکاز کی تبدیلیوں کے اثرات کمترین ھو سکیں۔"

آیئے ایک تعامل لیتے ہیں:

$$H_2(g) + I_2(g)\ 2HI(g)$$

اگر توازن کے وقت تعامل آمیزے میں H_2 کی مقدار بڑھائی جائے، تو تعامل کے توازن میں خلل پیدا ہوگا۔ اس کو قائم رکھنے کے لیے تعامل اس سمت میں بڑھے گا جہاں H_2 استعمال ہو رہی ہے، یعنی زیادہ H_2 اور I_2 تعامل کر کے HI بنائیں گے اور آخر کار تعامل داہنی سمت (پیش رفت) میں بڑھے گا (شکل 7.8)۔ یہ لی چیٹلیئر کے اصول کے مطابق ہے جس کے مطابق کسی متعامل / ماحصل کے اضافہ کرنے پر ایک نیا توازن قائم ہوگا جس میں متعامل / ماحصل کا ارتکاز اس سے کم ہوگا جتنا کہ اضافہ کے بعد ہوا لیکن اس سے کم ہوگا جو ابتدائی آمیزے میں تھا۔



شکل 7.8 تعامل $H_2(g)+I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ میں H_2 کے اضافہ کا متعامل اور ما حصل کے ارتکا پر اثر

$Q_c = [HI]^2/[H_2][I_2]$

توازن کے وقت ہائڈروجن کے اضافہ سے Q_c کی قیمت K_c سے کم ہو جائے گی۔ لہٰذا توازن کو دوبارہ قائم کرنے کے لیے تعامل آگے کی سمت بڑھے گا۔ اسی طرح ہم کہہ سکتے ہیں کہ ماحصل کا اخراج بھی پیش رفت تعامل کو بڑھائے گا اور ماحصل کی مقدار میں اضافہ ہوگا اور اس کا تجارتی استعمال ان تعاملات میں زیادہ ہے جہاں ماحصل گیس یا طیران پذیر مادّے ہوتے ہیں۔ امونیا کی صنعت میں بھی امونیا کو رقیق کیا جاتا ہے اور مسلسل تعامل آمیزے سے علیحدہ کیا جاتا رہتا ہے جس کی وجہ سے تعامل آگے کی سمت جاری رہتا ہے۔ اس طرح CaO (عمارتی مادّے کی طرح استعمال ہونے والا اہم مادّہ) کی $CaCO_3$ سے بڑے پیمانے پر تیاری میں بھٹی سے لگاتار CO_2 نکالنے سے اختتام کی سمت تعامل تیز ہوتا ہے۔ یہ یاد رکھنا چاہئے کہ ماحصل کا لگاتار اخراج Q_c کی قیمت کو K_c سے کم قیمت پر برقرار رکھتا ہے اور تعامل پیش رفت سمت میں جاری رہتا ہے۔

ارتکاز کے اثرات. ایک تجربہ (Effect of Concentration – An Experiment)

اس کو مندرجہ ذیل تعامل سے ظاہر کیا جا سکتا ہے:

$$Fe^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}(aq) \quad (7.24)$$

پیلا   بے رنگ   گہرا سُرخ

$$K_c = \frac{\left[Fe(SCN)^{2+}(aq)\right]}{\left[Fe^{3+}(aq)\right]\left[SCN^-(aq)\right]} \quad (7.25)$$

0.2M 1mL آئرن (III) نائیٹریٹ محلول میں دو قطرے 0.002M پوٹاشیم تھائیوسائینیٹ محلول ڈالنے سے سرخ رنگ ظاہر ہوتا ہے جو $[Fe(SCN)]^{2+}$ بننے کی وجہ سے ہے۔ سرخ رنگ کی شدت توازن قائم ہونے کے بعد برقرار رہتی ہے۔ اس توازن کو آگے یا پیچھے کی سمت تبدیل کرنے کا انحصار اس بات پر ہے کہ ہم متعامل یا ماحصل میں سے کسی کا اضافہ کر رہے ہیں ایسے متعامل کا اضافہ کر کے جو Fe^{3+} یا SCN^- آین کو ہٹا سکیں۔ تعامل کو مخالف سمت میں بھی تبدیل کیا جا سکتا ہے۔ مثال کے طور پر آکزیلک ایسڈ Fe^{3+} آین سے تعامل کر کے ایک مستحکم پیچیدہ آین $[Fe(C_2O_4)_3]^{3-}$ بناتا ہے اس طرح آزاد Fe^{3+} آین کا ارتکاز کم ہو جاتا ہے لی-چیٹلیئر اصول کے مطابق ہٹائے گئے Fe^{3+} کے ارتکازی دباؤ کو $[Fe(SCN)]^{2+}$ کے افتراق سے حاصل ہونے والے Fe^{3+} کے دوبارہ بننے سے راحت ملتی ہے۔ کیونکہ $[Fe(SCN)]^{2+}$ کا ارتکاز کم ہو رہا ہے لہٰذا سرخ رنگ کی شدت میں بھی کمی واقع ہوتی ہے۔

$HgCl_2$ ملانے سے بھی سرخ رنگ میں کمی آتی ہے کیونکہ Hg^{2+}، SCN^- آین سے تعامل کر کے مستحکم پیچیدہ آین $[Hg(SCN)_4]^{2-}$ بناتا ہے۔ آزاد SCN^- (aq) آین کا اخراج مساوات (7.24) میں توازن کو دائیں سے بائیں سمت شفٹ کرتا ہے کہ SCN^- آین دوبارہ بن سکیں دوسری طرف پوٹاشیم تھائیوسائنائڈ ڈالنے سے محلول کے رنگ کی شدت میں اضافہ ہوتا ہے کیونکہ وہ توازن کو داہنی سمت میں شفٹ کرتا ہے۔

7.8.2 دباؤ میں تبدیلی کے اثرات (Effect of Pressure Change)

گیسی تعاملات میں حجم میں تبدیلی کرنے سے حاصل ہونے والی دباؤ کی تبدیلی ماحصل کی پیداوار کو متاثر کر سکتی ہے جہاں گیسی متعاملوں کے مولوں کی تعداد گیسی ماحصل کے مولوں کی تعداد سے مختلف ہوتی ہے۔ غیر متجانس توازن کے لیے لی۔چیٹلیئر اصول کا استعمال کرنے سے ٹھوس اور رقیق پر دباؤ کی تبدیلی کے اثرات کو نظر انداز کیا جا سکتا ہے کیونکہ محلول / رقیق کا حجم (اور ارتکاز) دباؤ کے اثرات سے تقریباً آزاد ہے۔

مندرجہ ذیل تعامل دیکھیے

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$$

یہاں گیسی متعاملوں کے 4 مول $(CO + 3H_2)$ گیسی ماحصل کے 2 مول $(CH_4 + H_2O)$ میں تبدیل ہو رہے ہیں۔ مان لیجیے کہ تعامل آمیزہ (مندرجہ بالا تعامل کے لیے) ایک سلنڈر میں رکھا گیا ہے جس میں مستقل درجہ حرارت پر ایک پسٹن لگا ہوا ہے۔ گیس کو اس کے ابتدائی حجم کے آدھے حصے تک دبایا گیا تو کل دباؤ دُگنا ہو جائے گا (pV = constant کے مطابق)۔ جزوی دباؤ، متعامل اور ماحصل کے ارتکاز تبدیل ہو جائیں گے اور آمیزہ اب توازن میں نہیں رہے گا۔ دوبارہ توازن قائم کرنے کے لیے تعامل کس سمت میں بڑھے گا اس کی پیشین گوئی لی چیٹلیئر اصول کے مطابق کی جا سکتی ہے۔ چونکہ دباؤ دُگنا ہو گیا ہے لہٰذا اب توازن آگے کی سمت شفٹ ہوگا۔ ایک سمت جس میں گیس کے مولوں کی تعداد یا دباؤ گھٹتا ہے (ہم جانتے ہیں کہ دباؤ گیس کے مولوں کے تناسب میں ہوتا ہے)۔ اس کو تعامل خارج قسمت Q_c استعمال کر کے بھی

سمجھا جا سکتا ہے۔ مان لیجیے [CO]، $[H_2]$، $[CH_4]$ اور $[H_2O]$ میتھانیشن تعامل کے لیے توازن کے وقت مولر ارتکاز ہیں۔ جب تعامل آمیزے کا حجم آدھا ہو جاتا ہے تو جزوی دباؤ اور ارتکاز دگنے ہو جاتے ہیں۔ ہم ہر توازن ارتکاز کو اس کی قیمت کا دُگنا رکھ کر تعامل خارج قسمت حاصل کرتے ہیں۔

$$Q_c = \frac{[CH_4(g)][H_2O(g)]}{[CO(g)][H_2(g)]^3}$$

چونکہ $Q_c < K_c$ ہے تو تعامل آگے کی سمت بڑھے گا۔

تعامل $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$ میں جب دباؤ بڑھایا جاتا ہے تو تعامل الٹی سمت میں چلتا ہے کیونکہ گیس کے مولوں کی تعداد آگے کی سمت میں بڑھتی ہے۔

7.8.3 غیر عامل گیس کی شمولیت کے اثرات (Effect of Inert Gas Addition)

اگر حجم کو قائم رکھا جائے اور ایک غیر عامل گیس جیسے کہ آرگن کو جو تعامل میں حصہ نہیں لیتی، داخل کیا جائے تو توازن پر کوئی اثر نہیں ہوگا۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ مستقل حجم پر غیر عامل گیس کی شمولیت جزوی دباؤ یا تعامل میں حصہ لینے والی اشیا کے مولر ارتکاز کو تبدیل نہیں کرتی۔ تعامل خارج قسمت صرف اسی وقت تبدیل ہوگا جب داخل کی جانے والی گیس تعامل میں حصہ لینے والی متعامل یا ماحصل گیس ہو۔

7.8.4 درجہ حرارت میں تبدیلی کا اثر (Effect of Temperature Change)

جب کبھی بھی توازن میں ارتکاز، دباؤ یا حجم کی تبدیلی سے خلل پیدا ہوتا ہے تو توازن آمیزے کی ترکیب بدل جاتی ہے کیونکہ تعامل خارج قسمت Q_c توازن مستقلہ K_c کے برابر نہیں رہتا۔ تاہم جب درجہ حرارت میں تبدیلی واقع ہوتی ہے تو توازن مستقلہ K_c تبدیل ہو جاتا ہے۔

عام طور پر توازن مستقلہ کا درجہ حرارت پر انحصار، تعامل کے لیے ΔH کے نشان پر منحصر ہوتا ہے۔

- حرارت زا تعامل (منفی ΔH) کے لیے درجہ حرارت میں اضافے کے ساتھ توازن مستقلہ میں کمی واقع ہوتی ہے۔
- حرارت خور تعامل (مثبت ΔH) کے لیے درجہ حرارت میں اضافے کے ساتھ توازن مستقلہ میں بھی اضافہ ہوتا ہے۔

درجہ حرارت کی تبدیلی توازن مستقلہ اور تعاملات کی شرح کو متاثر کرتی ہے۔

$$N_2(g) + 3H_2(g) \quad 2NH_3(g)\ ;$$
$$\Delta H = -92.38\ kJ\ mol^{-1}$$

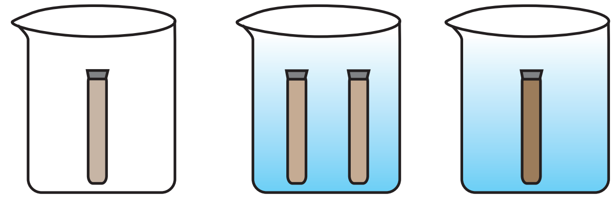
مذکورہ بالا تعامل کے مطابق امونیا کی پیداوار ایک حرارت زا عمل ہے۔ لی چیٹلیئر کے اصول کے مطابق درجہ حرارت بڑھانے سے توازن بائیں سمت شفٹ ہو جاتا ہے اور امونیا کا توازن ارتکاز کم ہو جاتا ہے۔ دوسرے الفاظ میں امونیا کی زیادہ پیداوار کے لیے کم درجہ حرارت موزوں ہے، لیکن عملی طور پر بہت کم درجہ حرارت تعامل کو دھیما کر دیتا ہے اور اس لیے ایک وسیط (Catalyst) استعمال کیا جاتا ہے۔

درجہ حرارت کا اثر–ایک تجربہ (Effect of Temperature – An Experiment)

توازن پر درجہ حرارت کا اثر دکھانے کے لیے NO_2 گیس (بھورے رنگ کی گیس) کا مظاہرہ کیا جا سکتا ہے جو N_2O_2 (بے رنگ گیس) میں تبدیل ہو جاتی ہے۔

$$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g);\ \Delta H = -57.2\ kJ\ mol^{-1}$$

NO_2 گیس، جس کی تیاری مرتکز HNO_3 میں Cu کی چھیلن ڈال کر کی جاتی ہے، 5mL کی دو جانچ نلیوں میں اکٹھا کی جاتی ہے (ہر نلی میں گیس کے رنگ کی شدت ایک جیسی ہونی چاہیے) اور ڈھکن کو ایرلڈائٹ سے سیل کر دیا جاتا ہے۔ 250mL کے تین بیکر 1,2,3 جن میں بالترتیب انجمادی آمیزہ، کمرہ کے درجہ حرارت پر پانی اور گرم پانی (363K) لیے جاتے ہیں (شکل 7.9)۔ دونوں جانچ نلیوں کو 10-8 منٹ کے لیے بیکر نمبر 2 میں رکھ دیتے ہیں۔ اس کے بعد ان میں سے ایک کو بیکر نمبر 1 اور دوسری کو بیکر نمبر 3 میں رکھتے ہیں۔ اس تجربہ میں درجہ حرارت کا تعامل کی سمت پر اثر بہت اچھی طرح واضح ہوتا ہے۔ بیکر 1 میں کم درجہ حرارت پر پیش رفت تعامل N_2O_4 کو سبقت حاصل ہے، چونکہ تعامل حرارت زا ہے لہٰذا NO_2 کی وجہ سے ہونے والے بھورے رنگ کی شدّت میں کمی آتی ہے۔ جبکہ بیکر 3 میں بہت زیادہ درجہ حرارت پر رجعتی تعامل کو سبقت حاصل ہوتی ہے اور NO_2 بنتا ہے۔ لہٰذا بھورے رنگ میں شدت آجاتی ہے۔



(3) 363 K پر پانی — (2) کمرہ درجہ حرارت 298 K پر پانی — (1) 270K پر انجمادی پانی سے بھرا ہوا بیکر

شکل 7.9 تعامل $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ کے لیے درجہ حرارت کا توازن پر اثر

حرارت خور تعامل میں بھی درجہ حرارت کا اثر دیکھا جا سکتا ہے

$$[Co(H_2O)_6]^{3+}(aq) + 4Cl^-(aq) \rightleftharpoons [CoCl_4]^{2-}(aq) + 6H_2O(l)$$

گلابی　　　　بے رنگ　　　　نیلا

کمرہ کے درجہ حرارت پر توازن آمیزہ کا رنگ $[CoCl_4]^{2-}$ کی وجہ سے نیلا ہے۔ جب اسے انجمادی آمیزے میں ٹھنڈا کیا جاتا ہے تو آمیزے کا رنگ $[CO(H_2O)_6]^{3+}$ کی وجہ سے گلابی ہو جاتا ہے۔

7.8.5 وسیط کا اثر (Effect of a Catalyst)

ایک وسیط (Catalyst) متعامل کے ماحصل میں تبدیل ہونے کے لیے ایک نیا اور کم توانائی والا راستہ فراہم کر کے کیمیائی تعامل کی شرح کو بڑھا دیتا ہے۔ یہ پیش رفت اور پشت رفت تعاملوں کی شرح کو بڑھا دیتا ہے جو ایک ہی عبوری حالت سے گزرتے ہیں اور توازن پر اثر نہیں ڈالتا۔ وسیط پیش رفت اور پشت رفت دونوں کی ایکٹیویشن توانائی (Activation Energy) کو بالکل ایک جیسی مقدار میں کم کرتا ہے۔ وسیط تعامل آمیزے کی توازن ترکیب کو بالکل نہیں بدلتا۔ یہ متوازن کیمیائی مساوات میں ظاہر نہیں ہوتا اور نہ ہی توازن مستقلہ کے علامت میں ظاہر ہوتا ہے۔

آئیے ہم ڈائی نائٹروجن اور ڈائی ہائڈروجن سے بننے والی امونیا کا مطالعہ کریں جو ایک زبردست حرارت زا تعامل ہے اور جو اس طرح آگے بڑھتا ہے کہ بننے والے مولوں کی کل تعداد میں متعامل کے مقابلے میں کمی واقع ہوتی ہے۔ درجہ حرارت میں اضافے کے ساتھ توازن مستقلہ گھٹتا ہے۔ کم درجہ حرارت پر تعامل کی شرح کم ہوتی ہے کیونکہ توازن تک پہنچنے میں زیادہ وقت لگتا ہے جبکہ بہت زیادہ درجہ حرارت زیادہ بہتر شرح لیکن کم پیداوار دیتا ہے۔

جرمن کیمیاداں فرٹز ہیبر نے دریافت کیا کہ ایک وسیط جس میں آئرن ہے مختلف درجہ حرارت پر تسلی بخش شرح کے لیے تعامل کو کیٹلائز کرتا ہے جہاں NH_3 کے توازنی ارتکاز کافی حد تک مناسب ہوتے ہیں۔ چونکہ تعامل میں بننے والے مولوں کی تعداد متعاملوں کی تعداد سے کم ہوتی ہے NH_3 کی پیداوار کو دباؤ بڑھا کر بہتر بنایا جا سکتا ہے۔

وسیط کا استعمال کرتے ہوئے NH_3 کی تالیف میں درجہ حرارت اور دباؤ کی مناسب ترین حالت 500°C اور 200 atm کے قریب ہوتی ہے۔

اس طرح کانٹیکٹ پراسس کے ذریعہ سلفیورک ایسڈ کی بڑے پیمانے پر تیاری میں،

$$2SO_2(g) + O_2(g)\ 2SO_3(g);\ \ K_c = 1.7 \times 10^{26}$$

حالانکہ K_c کی قدر محض مجوزہ قدر ہے لیکن عملی طور پر SO_2 سے SO_3 کی تکسید بہت دھیمی ہوتی ہے۔ لہٰذا پلیٹینم یا ڈائی وینیڈیم پینٹا آکسائڈ (V_2O_5) تعامل کی شرح بڑھانے کے لیے وسیط کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔

نوٹ: اگر تعامل میں K کی قیمت بہت کم ہے تو وسیط زیادہ کارگر ثابت نہیں ہوتا۔

7.9 محلول میں آینی توازن (Ionic Equilibrium In Solution)

توازن کی سمت پر ارتکاز میں تبدیلی کے اثرات دیکھنے کے دوران آپ نے اتفاقاً مندرجہ ذیل توازن کو دیکھا ہے جس میں آین موجود ہیں:

$$Fe^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}(aq)$$

ایسے بے شمار توازن ہیں جن میں صرف آین شامل ہوتے ہیں۔ یہ سبھی کو معلوم ہے کہ چینی کا آبی محلول برقی ایصال نہیں کرتا۔ لیکن جب پانی میں سادہ نمک (سوڈیم کلورائڈ) ملایا جاتا ہے تو برق کا ایصال ہوتا ہے مزید یہ بھی کہ سادہ نمک کی مقدار بڑھانے سے برقی ایصال بھی بڑھ جاتا ہے۔ مائیکل فیراڈے نے اشیا کو ان کی برقی ایصالیت کی بنیاد پر دو زمروں میں تقسیم کیا تھا۔ اشیا کا ایک زمرہ اپنے آبی محلول میں برق

کا ایصال کرتا ہے اور الیکٹرو لائٹ (Electrolyte) کہلاتا ہے۔ جبکہ وہ جو برق کا ایصال نہیں کرتے الیکٹرولائٹ نہیں ہیں۔ فیراڈے نے الیکٹرولائٹ کو مزید قوی اور کمزور الیکٹرولائٹ میں تقسیم کیا ہے۔ قوی الیکٹرولائٹ پانی میں گھلنے پر تقریباً پوری طرح آیونائز ہو جاتے ہیں جبکہ کمزور الیکٹرولائٹ کا افتراق جزوی طور پر ہوتا ہے۔ مثال کے طور پر سوڈیم کلورائڈ کے آبی محلول میں مکمل طور پر سوڈیم اور کلورائڈ آین ہی ہوتے ہیں جبکہ ایسیٹک ایسڈس غیر آئیونائیز ایسیٹک ایسڈ کے سالمات اور کچھ ایسیٹک آین اور پروٹان ہوتے ہیں یہ اس وجہ سے ہوتا ہے کہ سوڈیم کلورائڈ میں 100% آیونائزیشن ہوتا ہے جبکہ ایسیٹک ایسڈ میں اس کے مقابلے میں 5% سے بھی کم آیونائزیشن ہوتا ہے کیونکہ وہ ایک کمزور الیکٹرولائٹ ہے۔ یہ نوٹ کرنا چاہیے کہ کمزور الیکٹرولائٹ میں توازن آین اور غیر آیونائز سالموں کے درمیان قائم ہوتا ہے۔ آبی محلول میں اس قسم کا توازن **آینی توازن (Ionic Equilibrium)** کہلاتا ہے۔ تیزاب، اساس اور نمک الیکٹرولائٹ کی اس جماعت میں آتے ہیں اور وہ قوی یا کمزور الیکٹرولائٹ کی طرح عمل کر سکتے ہیں۔

7.10 تیزاب اساس اور نمک
(Acids, Bases And Salts)

تیزاب اساس اور نمک قدرتی ماحول میں بڑے پیمانے پر پائے جاتے ہیں ہائڈروکلورک ایسڈ جو کہ گیسٹرک رس (Gastric Juice) ہے میں موجود ہمارے معدہ کے استر کے ذریعہ روزانہ 1.5-2-1 لیٹر کے حساب سے افراز ہوتا ہے جو عمل ہضم کے لیے لازمی ہوتا ہے ایسیٹک ایسڈ سرکہ کا اہم جُز ہوتا ہے۔ نیبو اور سنترہ کے رس میں سٹرک ایسڈ (Citric Acid) اور اسکاربک ایسڈ (Ascorbic Acid) پائے جاتے ہیں، لفظ ایسڈ لاطینی لفظ 'ایسڈس' (Acidus) سے ماخوذ ہے جس کے معنی ہیں کھٹا۔ تیزاب نیلے لٹمس کاغذ کو لال رنگ میں تبدیل کرتے ہیں اور دھاتوں سے تعامل کرنے پر ہائڈروجن گیس دیتے ہیں اسی طرح اساس (Base) لال لٹمس کاغذ کو نیلے رنگ میں تبدیل کرتے ہیں، ان میں کڑواہٹ ہوتی ہے اور یہ صابن کی طرح چکنے ہوتے ہیں اساس کی ایک عام مثال کپڑے دھونے کا سوڈا ہے جو دھونے کے کام میں آتا ہے۔ جب تیزاب اور اساس صحیح تناسب میں ملائے جاتے ہیں تو وہ ایک دوسرے کے ساتھ تعامل کر کے نمک بناتے ہیں۔ نمکوں کی کچھ عام مثالیں سوڈیم کلورائڈ، بیریم سلفیٹ، سوڈیم نائٹریٹ وغیرہ ہیں۔ سوڈیم کلورائڈ (عام نمک) ہماری غذا کا ایک اہم حصہ ہے اور ہائڈروکلورک ایسڈ اور سوڈیم ہائڈروآکسائڈ کے تعامل سے بنتا ہے۔ یہ ٹھوس حالت میں مثبت چارج والے سوڈیم آین اور منفی چارج والے کلورائڈ آین کے گچھے کی شکل میں پایا جاتا ہے جو مخالف چارج والی انواع کے درمیان کام کرنے والے برقی سکونی باہمی عمل کے ذریعہ ایک دوسرے سے جڑے رہتے ہیں (شکل 7.10)۔ چارجوں کے درمیان برق سکونی قوتیں میڈیم کے ڈائی الیکٹرک مستقلہ کے مقلوب تناسب میں ہوتی ہیں۔ پانی ایک آفاقی محلل ہے جس کا ڈائی الیکٹرک مستقلہ بہت زیادہ ہوتا ہے جو کہ 80 ہے۔ اس طرح جب نمک پانی میں گھولا جاتا ہے برقی سکونی باہمی عمل 80 کے فیکٹر سے کم ہو جاتا ہے اور یہ آین کے محلول میں آزاد گھومنے میں مدد کرتا ہے۔ اس کے علاوہ یہ پانی کے سالموں کے ساتھ ہائڈریشن کی وجہ سے بھی کافی علیحدہ رہتے ہیں۔

شکل **7.10** سوڈیم کلورائڈ کا پانی میں گھلنا۔ Na^+ اور Cl^- پانی کے قطبی سالموں کے ساتھ ہائڈریشن کے سبب مستحکم ہو گئے ہیں۔

پانی میں ہائڈروکلورک ایسڈ اور ایسیٹک ایسڈ کے آیو نائزیشن کا مقابلہ کرنے پر ہم دیکھتے ہیں کہ اگر چہ دونوں ہی قطبی شریک گرفت سالمے ہیں لیکن پہلا والا اپنے ترکیبی آینوں میں پوری طرح آیونائز ہو جاتا ہے جبکہ بعد والا صرف جُزوی طور پر ($<5\%$) آیونائز ہوتا ہے۔ جس حد تک



مائیکل فراڈے
(1791-1867)

فیراڈے کی پیدائش لندن کے قریب ایک گھرانے میں ہوئی جس کے پاس بہت کم اساسہ تھا۔ 14 سال کی عمر میں انھوں نے ایک جلد ساز کے یہاں کام کرنا شروع کیا جس نے فیراڈے کو اجازت دی کہ وہ ان کتابوں کو پڑھ سکتا ھے جن کی وہ جلد سازی کرتا ھے۔ خوش قسمتی سے اسے ڈیوی کی تجربہ گاہ میں بطور اسسٹینٹ کام کرنے کا موقع ملا، اور 14-1813 میں وہ ان کے ساتھ کونٹینینٹ گیا۔ اس سفر کے دوران کئی نمایاں سائنس دانوں سے اس کا رابطہ قائم ہوا جس سے اس نے بہت کچھ سیکھا۔ 1825 میں اس نے ڈیوی کے بعد رائل انسٹی ٹیوٹ کی تجربہ گاھوں کے ڈائریکٹر کا عہدہ سنبھالا اور 1833 میں وہ کیمیا کا پہلا فُلیرین پروفیسر بنا۔ فیراڈے کا پہلا اہم کام تحلیلی کیمیا (Analytical Chemistry) پر تھا۔ 1821 کے بعد اس کا زیادہ تر کام برقیات، مقناطیسیت اور مختلف برقی مقناطیسی اعمال پر تھا۔ اس کے خیالات نے جدید فیلڈ تھیوری کی بنیاد ڈالی۔ 1834 میں اس نے اپنے الیکٹرولسس کے دو کُلّیہ دریافت کیے۔ فیراڈے بہت سادہ اور نرم دل انسان تھے۔ انھوں نے اعزازات کو قبول کرنے سے انکار کیا اور کسی سائنسی تنازع سے اپنے آپ کو علیحدہ رکھا۔ انھوں نے ہمیشہ اکیلے ھی کام کرنا پسند کیا اور کبھی اسسٹینٹ نہیں رکھا۔ انھوں‌نے سائنس کی اشاعت مختلف طریقوں سے کی جس میں ان کی جمعہ کی شام کا خطبہ بھی شامل تھا جو انھوں نے رائل انسٹی ٹیوٹ میں قائم کیا تھا۔ وہ اپنے کرسمس کے خطبہ' شمع کی کیمیائی تاریخ (Chemical History of a Candle) کے لیے بہت مشہور ھیں۔ انھوں نے تقریباً 450 سائنسی مضامین شائع کیے۔

یہ آیونائز ہوسکتا ہے وہ بند کی قوت پر منحصر ہوتی ہے اور اس حد پر بھی جہاں تک حاصل شدہ آینو کی سولویشن ہوسکتی ہے۔ افتراق اور آیونائزیشن کی اصطلاحات کا استعمال مختلف معنی میں پہلے بھی کیا گیا ہے۔ افتراق پانی میں آینوں کی علیحدگی کے اس عمل کو بتاتا ہے جو پہلے سے ہی منحل کی ٹھوس حالت میں موجود ہوتے ہیں اس طرح جیسے کہ سوڈیم کلورائڈ میں پائے جاتے ہیں۔ دوسری طرف آیونائزیشن وہ عمل ہے جس میں ایک تعدیلی سالمہ محلول میں چارج شدہ آینوں میں ٹوٹ جاتا ہے۔ یہاں ہم ان دونوں اصطلاحات میں فرق نہیں کریں گے اور دونوں کو ادل بدل کر استعمال کریں گے۔

7.10.1 تیزاب اور اساس کا آرہینس تصور (Arrhenius Concept of Acids and Bases)

آرہینس کے نظریہ کے مطابق تیزاب وہ مادّے ہوتے ھیں جو پانی میں ٹوٹ کر $H^+(aq)$ ھائڈروجن آین دیتے ھیں اور اساس وہ مادّے ہوتے ھیں جو پانی میں ٹوٹ کر $OH^-(aq)$ ھائڈرو کسل آین دیتے ھیں۔" ایک ایسڈ HX (aq) کا آیونائزیشن مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ ظاہر کیا جاسکتا ہے۔

$$HX\,(aq) \rightarrow H^+(aq) + X^-\,(aq)$$

یا

$$HX(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

ایک خالی پروٹان H^+ بہت زیادہ تعامل پذیر ہوتا ہے اور آبی محلول میں آزاد نہیں رہ سکتا لہٰذا وہ محلل پانی کے سالمہ کے آکسیجن ایٹم کے ساتھ بند بنا کر ٹرائی گونل بائی پیرامڈل ہائڈرونیم آین H_3H^+ بناتا ہے $\{[H\,(H_2O)]^+\}$ (دیکھیے باکس)۔

اسی طرح ایک اساس MOH آبی محلول میں مندرجہ ذیل مساوات کے مطابق آیونائز ہوتا ہے۔

$$MOH(aq) \rightarrow M^+(aq) + OH^-(aq)$$

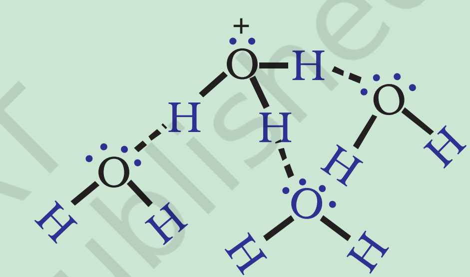
ہائڈروکسل آین بھی آبی محلول میں آبیدہ شکل میں پایا جاتا ہے۔ تیزاب اور اساس کے آرہینس کے تصور کی بہت سی حدود ہیں چونکہ یہ صرف آبی محلول کے لیے ہی کارگر ہے اور امونیا جیسے ماڈوں کی اساسی نوعیت کی وضاحت نہیں کرتا جس میں ہائڈروکسل گروپ نہیں ہوتے۔

7.10.2 برونسٹڈ لاری تیزاب اور اساس (The Brönsted-Lowry Acids and Bases)

ڈنیش کیمیاداں، جونس برونسٹڈ اور انگریز کیمیا داں، تھامس ایم۔ لاری نے تیزاب اور اساس کی ایک زیادہ عمومی تعریف پیش کی۔ برونسٹڈ لاری نظریے کے مطابق "ایسڈ وہ اشیا ہوتی ہیں جو ایک ہائڈروجن H^+ عطیہ کر سکتی ہیں اور اساس وہ ہوتے ہیں جو ہائڈروجن آین قبول کرتے ہیں: مختصر طور پر تیزاب پروٹان معطی (Donar) اور اساس پروٹان قبول کار ہوتے ہیں۔

ہائڈرونیم اور ہائڈروکسل آین
(Hydronium and Hydroxyl Ions)

ہائڈروجن آین بذات خود صرف ایک پروٹان ہے جس کی جسامت بہت کم ہوتی ہے ($\sim 10^{15}$ نصف قطر) اور برقی میدان بہت زیادہ۔ یہ اپنے آپ کو پانی کے سالمہ کے ساتھ دو لون پیئر میں سے ایک سے متحد ہوکر H_3O^+ دیتا ہے۔ یہ نوع ٹھوس حالت میں بہت سے مرکبات میں پائی گئی ہے (مثلاً $H_3O^+Cl^-$)۔ آبی محلول میں ہائڈرونیم آین مزید ہائڈریٹ ہوکر $H_5O_2^+$, $H_7O_3^+$ اور $H_9O_4^+$ جیسی انواع دیتا ہے۔ اسی طرح ہائڈروکسل آین بھی آبیدہ ہوکر $H_3O_2^-$ $H_5O_3^-$ اور $H_7O_4^-$ وغیرہ جیسی انواع دیتا ہے۔



$H_9O_4^+$

مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ دکھائے گئے امونیا کے پانی میں افتراق کی مثال پر غور کیجیے:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

تیزاب   اساس   جفتی تیزاب   جفتی اساس

(پروٹان کا اضافہ ہوا: $H_2O \rightarrow NH_4^+$؛ ایک پروٹان ضائع ہوا: $H_2O \rightarrow OH^-$)

ہائڈروکسل آین کے سبب ایک اساسی محلول بنتا ہے۔ اس تعامل میں پانی کے سالمے پروٹان معطی کے طور پر کام کرتے ہیں اور امونیا کے سالمے پروٹان قبول کار کے طور پر۔ لہٰذا یہ بالترتیب لاری۔ برونسٹڈ تیزاب اور اساس کہلاتے ہیں۔ پشت رفت تعامل میں H^+ آین NH_4^+ سے OH^- کو منتقل ہو جاتا ہے۔ اس حالت میں NH_4^+ برونسٹڈ اساس کے طور پر کام کرتے ہیں۔ تیزاب اساس کا جوڑا جس میں صرف ایک پروٹان کا فرق ہوتا ہے وہ **جفتی تیزاب اساس جوڑا** (Conjugate Acid-base Pair) کہلاتا ہے۔ لہٰذا OH^- تیزاب H_2O کا جفتی اساس کہلائے گا اور NH_4^+ اساس NH_3 کا جفتی تیزاب کہلاتا ہے۔ اگر برونسٹڈ تیزاب ایک قوی تیزاب ہے تو **اس کا جفتی اساس کمزور اساس ہوگا اور اس کے برخلاف بھی**۔ یہ قابل غور ہے کہ جفتی تیزاب کے پاس ایک اضافی پروٹان ہوتا ہے اور ہر جفتی اساس کے پاس ایک پروٹان کم ہوتا ہے۔

ہائڈروکلورک ایسڈ کے پانی میں آیونائزیشن کی مثال لیجیے۔ HCl(aq) پانی کے سالمے کو ایک پروٹان دے کر ایک تیزاب کی طرح کام کرتا ہے جبکہ پانی ایک اساس ہوتا ہے

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

تیزاب   اساس   جفتی تیزاب   جفتی اساس

(پروٹان کا اضافہ: $H_2O \rightarrow H_3O^+$؛ loses proton: $HCl \rightarrow Cl^-$)

مندرجہ بالا مساوات میں یہ دیکھا جا سکتا ہے کہ پانی ایک اساس کی طرح کام کرتا ہے۔ نوع H_3O^+ پیدا ہوتی ہے جب پانی ایک پروٹان HCl سے قبول کرتا ہے۔ لہٰذا Cl^-، HCl کا جفتی اساس ہوتا ہے اور HCl اساس Cl^- کا جفتی تیزاب ہوا۔ اسی طرح پانی H_3O^+ تیزاب کا جفتی اساس اور H_3O^+ اساس H_2O کا جفتی تیزاب ہوتا ہے۔

یہاں یہ مشاہدہ دلچسپ ہے کہ پانی ایک تیزاب اور اساس کا دوہرا کردار نبھا رہا ہے۔ HCl کے ساتھ تعامل میں پانی ایک اساس کی طرح کام کرتا ہے جبکہ امونیا کے ساتھ تعامل میں وہ ایک پروٹان دے کر تیزاب کا کام کرتا ہے۔

مسئلہ 7.12

مندرجہ ذیل برونسٹڈ تیزابوں کے لیے جفتی اساس کیا ہوں گے: HF، H_2SO_4 اور HCO_3^-؟

حل

جفتی اساس کے پاس ایک پروٹان کم ہونا چاہیے لہٰذا ان کے بالترتیب جفتی اساس ہوں گے: F^-، HSO_4^- اور CO_3^{2-}۔



ساونتے آرھینئیس
(1859-1927)

آرھینئیس سویڈن میں اپسالا کے پاس پیدا ھوئے۔ انھوں نے 1884 میں اپسالا یونیورسٹی میں اپنا تحقیقی مقالہ الیکٹرولائٹ محلول کی ایصالیت" (Conductivities of Electrolyte Solution) پیش کیا۔ اگلے پانچ سالوں میں وسیع پیمانے پر سفر کیے اور یوروپ کے بت سے تحقیقی مراکز کا دورہ کیا۔ 1895 میں وہ یونیورسٹی آف اسٹاکھوم میں طبیعیات کے پروفیسر کے عھدے پر فائز ھوئے۔ جھاں 1897 سے 1902 تک آپ اس کے ریکٹر رھے۔ 1905 سے انتقال کے وقت تک نوبل انسٹی ٹیوٹ آف اسٹاك ھوم میں فزیکل کیمسٹری کے ڈائریکٹر کے طور پر کام کیا۔ کئی برسوں تک آپ برقی محلول پر کام کرتے رھے۔ 1899 میں آپ نے ایك مساوات کی بنیاد پر تعامل کی شرح پر درجہ حرارت کے انحصار پر بحث کی جو اب عام طور پر آرھینیس کی مساوات کھلاتی ھے۔

انھوں نے مختلف شعبوں میں کام کیا ھے اور امّیو نو کیمسٹری (Immunochemistry)، علم کائنات (Cosomolgy)، زندگی کی ابتدا (Origin of Life) اور دور برفانی (Ice Age) کی وجوھات وغیرہ میں ان کا اھم تعاون رھا ھے۔ وہ پھلے سائنسداں تھے جنھوں نے 'سبز گھر اثر پر اسی نام سے بحث کی۔ انھیں 1903 میں علم کیمیا میں برق پاشی افتراق (Electrolytic Dissociation) اور علم کیمیا کے ارتقاء میں اس کے استعمال پر نوبل پرائز ملاتھا۔

مسئلہ 7.13

مندرجہ ذیل برونسٹڈ اساسوں کے لیے جفتی تیزاب لکھیے:
NH_2^-, NH_3 اور $HCOO^-$ ؟

حل

جفتی تیزاب کے پاس ہر ایک میں ایک پروٹان زائد ہونا چاہیے لہٰذا ان کے مطابق جفتی تیزاب بالترتیب NH_3, NH_4^+ اور HCOOH ہیں۔

مسئلہ 7.14

انواع H_2O, HCO_3^-, HSO_4^- اور NH_3 برونسٹڈ تیزاب اور اساس دونوں طرح کام کرسکتی ہیں۔ ان میں سے ہر ایک کے لیے جفتی تیزاب اور جفتی اساس بتایئے

حل

جواب مندرجہ ذیل جدول میں دیا گیا ہے:

نوع	جفتی تیزاب	جفتی اساس
OH^-	H_3O^+	H_2O
CO_3^{2-}	H_2CO_3	HCO_3^-
SO_4^{2-}	H_2SO_4	HSO_4^-
NH_2^-	NH_4^+	NH_3

7.10.3 لیوئس تیزاب اور اساس
(Lewis Acids and Bases)

جی۔ این لیوئس نے 1923 میں تیزاب کی تعریف بیان کرتے ہوئے کہا تھا کہ یہ وہ نوع ہے جو الیکٹران کے جوڑے کو قبول کرے اور اساس وہ نوع ہے جو الیکٹران جوڑے کا عطیہ دے۔ جہاں تک اساس کا تعلق ہے برونسٹڈ لاری اور لیوئس کے تصورات میں کوئی فرق نہیں ہے کیونکہ دونوں حالتوں میں اساس الیکٹران کا ایک تنہا جوڑا مہیا کرتے ہیں۔ تاہم لیوئس کے نظریہ میں بہت سے تیزابوں میں پروٹان نہیں ہوتے۔ ایک مخصوص مثال الیکٹران کی کمی والے BF_3 کا NH_3 سے تعامل ہے۔

BF_3 میں کوئی پروٹان نہیں ہے لیکن اس کے باوجود یہ تیزاب کی طرح کام کرتا ہے اور NH_3 کے الیکٹران کا تنہا جوڑا قبول کر کے اس کے ساتھ تعامل کرتا ہے۔ اس تعامل کو مندرجہ ذیل مساوات سے ظاہر کرتے ہیں۔

$$BF_3 + :NH_3 \rightarrow BF_3:NH_3$$

الیکٹران کی کمی والی انواع جیسے $AlCl_3$ ، Co^{3+} ، Mg^{2+} وغیرہ لیوئس تیزاب کی طرح کام کرتی ہیں جبکہ H_2O، NH_3، OH^- وغیرہ جو الیکٹران جوڑا دے سکتے ہیں لیوئس اساس کی طرح کام کرتے ہیں۔

مسئلہ 7.15

مندرجہ ذیل انواع کو لیوئس تیزاب اور لیوئس اساس کے طور پر تقسیم کیجیے اور بتایئے کہ یہ ایسے کس طرح کام کرتے ہیں:

(a) HO^- (b) F^- (c) H^+ (d) BCl_3

حل

(a) ہائڈروکسل آین ایک لیوئس اساس ہے اور وہ ایک الیکٹران کا جوڑا دے سکتا ہے (OH^-)۔

(b) فلورائڈ آین لیوئس اساس کی طرح کام کرتا ہے اور وہ اپنے چار الیکٹران تنہا جوڑوں میں سے ایک دے سکتا ہے۔

(c) ایک پروٹان لیوئس تیزاب ہے کیونکہ وہ اساس جیسے ہائڈروکسل آین اور فلورائڈ آین سے الیکٹران کے جوڑے کو قبول کرسکتا ہے۔

(d) BCl_3 ایک لیوئس تیزاب کی طرح کام کرتا ہے اور وہ امونیا یا امین (Amine) جیسی انواع سے الیکٹران کا ایک تنہا جوڑا قبول کرسکتا ہے۔

7.11 تیزاب اور اساس کا آیونائزیشن

(Ionization Of Acids And Bases)

آرہینیس کا تیزاب اور اساس کا تصور وہاں زیادہ فائدہ مند ہے جہاں تیزاب اور اساس کا آیونائزیشن ہوتا ہے کیونکہ زیادہ تر کیمیائی اور حیاتیاتی اعمال میں آیونائزیشن آبی وسیلے میں ہوتا ہے۔قوی تیزاب جیسے پرکلورک ایسڈ ($HClO_4$)، ہائڈروکلورک ایسڈ (HCl)، ہائڈرو برومک ایسڈ (HBr) ہائڈروآیوڈک ایسڈ (HI) نائٹرک ایسڈ (HNO_3) اور سلفیورک ایسڈ (H_2SO_4) قوی اس لیے کہلاتے ہیں کیونکہ یہ آبی محلول میں تقریباً پوری طرح اپنے ترکیبی آینوں میں تحلیل ہو جاتے ہیں، اور اس طرح پروٹان (H^+) معطی بن جاتے ہیں۔ اسی طرح قوی اساس جیسے لیتھیم ہائڈروآکسائڈ (LiOH)، سوڈیم ہائڈرو آکسائڈ (NaOH)، پوٹاشیم ہائڈروآکسائڈ (KOH) سیزیم ہائڈروآکسائڈ (CsOH) اور بیریم ہائڈروآکسائڈ $Ba(OH)_2$ آبی محلول میں مکمل طور پر افتراق کرنے کے بعد OH^- دیتے ہیں۔ آرہینیس کے تصور کے مطابق یہ قوی تیزاب اور اساس ہیں اور یہ مکمل طور پر افتراق کر کے میڈیم میں بالترتیب H_3O^+ اور OH^- دیتے ہیں۔ بصورت دیگر کسی تیزاب یا اساس کی قوت برونسٹڈ لاری تصور کی اصطلاح میں بھی ناپی جا سکتی ہے جہاں قوی تیزاب کا مطلب ہے ایک اچھا پروٹان معطی اور قوی اساس کا مطلب ہے ایک اچھا پروٹان قبول کار۔ ایک کمزور تیزاب HA میں تیزاب اساس افتراق توازن دیکھیے۔

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

تیزاب   اساس   جفتی تیزاب   جفتی اساس

سیکشن 7.10.2 میں ہم نے دیکھا کہ تیزابی (یا اساسی) افتراق توازن حرکی نوعیت کا ہے جس میں پروٹان کی منتقلی پیش اور پشت سمت میں ہوتی ہے۔ اب سوال یہ پیدا ہوتا ہے کہ اگر توازن حرکی ہے تو وقت گزرنے کے ساتھ کون سی سمت موافق ہوگی؟ اس کے پیچھے کون سی قوت کارفرما ہے؟ ان سوالات کا جواب دینے کے لیے افتراق توازن میں شامل دو تیزابوں (یا اساسوں) کی قوت کا مقابلہ کرنے کے سوال پر بحث کریں گے۔ مذکورہ بالا تیزابی افتراق توازن میں موجود دو تیزابوں HA اور H_3O^+ اور محلول میں زیادہ تر A^- اور H_3O^+ آین ہوں گے۔توازن کمزور تیزاب اور کمزور اساس کی تشکیل کی سمت آگے بڑھے گا۔ کیونکہ قوی تیزاب قوی اساس کو پروٹان دیتے ہیں۔

اس سے نتیجہ نکلتا ہے کہ قوی تیزاب کا پانی میں مکمل افتراق ہوتا ہے اور بننے والا اساس بہت کمزور ہوتا ہے یعنی، **قوی تیزابوں کے جفتی اساس بہت کمزور ہوتے ہیں**۔ قوی تیزاب جیسے پرکلورک ایسڈ ($HClO_4$)، ہائڈروکلورک ایسڈ (HCl) ہائڈرو برومک ایسڈ (HBr) ہائڈرو آیوڈک ایسڈ (HI)، نائٹرک ایسڈ (HNO_3) اور سلفیورک ایسڈ (H_2SO_4) جفتی اساس آین ClO_4^-، Cl، Br^-، I^-، NO_3^- اور HSO_4^- دیں گے جو پانی (H_2O) کے مقابلے میں کمزور اساس ہیں۔ اسی طرح ایک بہت قوی اساس کمزور جفتی تیزاب دے گا۔ دوسری طرف ایک کمزور تیزاب مان لیجیے HA آبی وسیلے میں صرف جزوی طور پر افتراق کرتا ہے لہٰذا، محلول میں خاص کر غیر افتراق شدہ HA سالمے ہوں گے۔ عام کمزور تیزاب نائٹرس ایسڈ (HNO_2) ہائڈروفلورک ایسڈ (HF) اور ایسیٹک ایسڈ (CH_3COOH) ہیں۔ یہ قابل غور ہے کہ کمزور تیزابوں کے بہت قوی جفتی اساس ہوتے ہیں مثال کے طور پر NH_2^-، O_2^- اور H^- بہت اچھے پروٹان قبول کار ہیں لہٰذا یہ H_2O کے مقابلے میں زیادہ قوی اساس ہیں۔

پانی میں حل پذیر کچھ نامیاتی مرکبات جیسے فنا لفتھلین (Phenolphthalein) اور بروموتھائی مول بلو (Bromothymol Blue) کمزور تیزاب کی طرح عمل کرتے ہیں اور اپنی تیزابی شکل (HIn) اور جفتی اساسی شکل (In^-) میں مختلف رنگ ظاہر کرتے ہیں۔

$$HIn(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + In^-(aq)$$

تیزاب کا اڈیکٹر   جفتی تیزاب   جفتی اساس

رنگ A   رنگ B

ایسے مرکبات تیزاب۔اساس ٹائٹریشن میں انڈیکیٹر کے طور پر مفید ہوتے ہیں۔

7.11.1 پانی اور اس کے آینی ماحصل کا آیونائزیشن مستقلہ (The Ionization Constant of Water and its Ionic Product)

کچھ اشیا جیسے پانی میں مخصوص صلاحیت ہوتی ہے کہ وہ تیزاب اور اساس دونوں کی طرح کام کرسکتی ہیں۔ یہ ہم سیکشن 7.10.2 میں پانی کے ساتھ دیکھ چکے ہیں۔ تیزاب HA کی موجودگی میں یہ پروٹان لیتا ہے اور ایک اساس کی طرح کام کرتا ہے، جبکہ اساس B^- کی موجودگی میں یہ پروٹان دے کر تیزاب کی طرح کام کرتا ہے۔ شفاف پانی میں، ایک H_2O سالمہ پروٹان دیتا ہے اور تیزاب کی طرح کام کرتا ہے جبکہ دوسرا سالمہ اسی وقت پروٹان قبول کر کے ایک اساس کی طرح کام کرتا ہے اور توازن قائم ہوتا ہے

$$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

تیزاب   اساس   جفتی تیزاب   جفتی اساس

افتراقی مستقلہ کو اس طرح ظاہر کرتے ہیں۔

$$K = [H_3O^+]\,[OH^-] \,/\, [H_2O] \qquad (7.26)$$

نسب نما میں سے پانی کے ارتکاز کو نکال دیتے ہیں کیونکہ پانی ایک خالص شے ہے اور اس کا ارتکاز مستقل رہتا ہے۔ $[H_2O]$ کو توازن مستقلہ میں شامل کر لیتے ہیں جو ایک نیا مستقلہ K_w دیتا ہے جو پانی کا آینی ماحصل (Ionic Product of Water) کہلاتا ہے۔

$$K_w = [H^+][OH^-] \qquad (7.27)$$

298K پر H^+ کا ارتکاز تجرباتی طور پر 1.0×10^{-7} M پایا گیا ہے۔ اور چونکہ پانی کا افتراق H^+ اور OH^- آینوں کی برابر مقدار فراہم کرتا ہے۔ لہٰذا ہائڈروکسل آین $[OH^-]$ کا ارتکاز $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ M ہوتا ہے لہٰذا 298 K پر K_w کی قیمت،

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = (1 \times 10^{-7})^2 = 1 \times 10^{-14}\ M^2 \qquad (7.28)$$

K_w کی قیمت درجہ حرارت منحصر ہوتی ہے کیونکہ یہ ایک توازن مستقلہ ہوتا ہے۔

خالص پانی کی کثافت 1000g/L ہوتی ہے اور اس کی مولر کمیت 18.0g/ mol ہوتی ہے۔ اس سے شفاف پانی کی مولارتی مندرجہ ذیل طریقہ سے دی جاسکتی ہے:

$$[H_2O] = (1000\ g/L)(1\ mol/18.0\ g) = 55.55\ M$$

لہٰذا افتراق شدہ پانی کا غیر افتراق شدہ پانی سے تناسب اس طرح لکھا جاسکتا ہے۔ $10^{-7}/(55.55) = 1.8 \times 10^{-9}$ یا ~ 2 in 10^{-9}

(لہٰذا توازن خاص طور پر غیر افتراق شدہ پانی کی سمت رہتا ہے)

ہم تیزابی، تعدیلی اور اساسی آبی محلولوں کو H_3O^+ اور OH^- کے ارتکاز کی نسبتی قدروں سے پہچان سکتے ہیں۔

تیزابی: $[H_3O^+] > [OH^-]$

تعدیلی: $[H_3O^+] = [OH^-]$

اساسی: $[H_3O^+] < [OH^-]$

7.11.2 pH پیمانہ (The pH Scale)

مولاریت میں ہائڈرونیم آین کے ارتکاز کو زیادہ آسانی سے لوگارتم پیمانے پر ظاہر کیا جاتا ہے جسے pH پیمانہ کہتے ہیں۔ کسی محلول کی pH ہائڈروجن آین ایکٹیوٹی (a_{H^+}) کا 10 کے اساس پر منفی لوگارتم ہے۔ ڈائی لیوٹ محلول (< 0.01m) میں ہائڈروجن آین $[H^+]$ کی ایکیوٹی کے ذریعہ ظاہر کی گئی مولاریت کی قدر کے برابر ہوتی ہے یہ نوٹ کیا جانا چاہیے کہ عمل (ایکٹوٹی) کی کوئی اکائی نہیں ہوتی اور اس کی مندرجہ ذیل طریقہ سے تعریف کی جاسکتی ہے۔

$$a_{H^+} = [H^+] \,/\, mol\ L^{-1}$$

pH کی تعریف سے مندرجہ ذیل لکھا جاسکتا ہے۔

$$pH = -\log a_{H^+} = -\log \{[H^+] \,/\, mol\ L^{-1}\}$$

لہٰذا HCl کے تیزابی محلول (10^{-2} M) کی pH = 2 ہوگی۔ اسی طرح NaOH کے اساسی محلول جس کے لیے $[OH^-] = 10^{-4}$ M اور $[H_3O^+] = 10^{-10}$ M ہے pH=10 ہوگی۔ 25°C پر شفاف پانی

کا ہائڈروجن آین ارتکاز $[OH^{+}] = 10^{-7}$ M ہوتا ہے، لہٰذا شفاف پانی کی pH کو اس طرح دکھایا جاسکتا ہے۔

$$pH = -\log(10^{-7}) = 7$$

تیزابی محلولوں کے ہائڈروجن آین ارتکاز $[H^{+}] > 10^{-7}$ M ہوتے ہیں جبکہ اساسی محلولوں کے ہائڈروجن آین ارتکاز $[H^{+}] < 10^{-7}$ M ہوتے ہیں۔اس طرح ہم خلاصہ کر سکتے ہیں کہ:

تیزابی محلول میں $pH < 7$

اساسی محلول میں $pH > 10$

تعدیلی محلول میں $pH = 7$

اب دوبارہ مساوات (7.28) کو 298 K پر دیکھیے

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

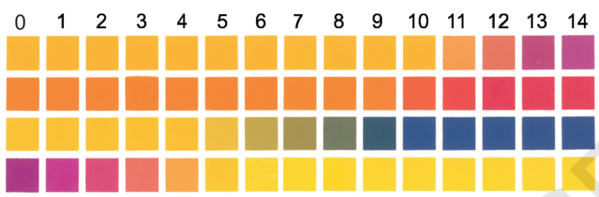
مساوات کی دونوں سمتوں کے منفی لوگارتم لینے پر، ہمیں ملے گا۔

$$-\log K_w = -\log\{[H_3O^+][OH^-]\}$$
$$= -\log [H_3O^+] - \log [OH^-]$$
$$= -\log 10^{-14}$$
$$pK_w = pH + pOH = 14$$

غور کیجیے کہ اگر چہ K_w درجہ حرارت میں تبدیلی کے ساتھ بدل سکتا ہے درجہ حرارت کے ساتھ pH میں تبدیلی بہت معمولی ہوتی ہے اور ہم اسے نظر انداز کر سکتے ہیں۔

آبی محلولوں کے لیے pK_w بہت اہم مقدار ہے جو ہائڈروجن آین اور ہائڈروکسل آین کے نسبتی ارتکاز کو کنٹرول کرتا ہے جبکہ ان کا ماحصل مستقل ہوتا ہے۔ یہ نوٹ کیا جانا چاہیے کہ چونکہ pH پیمانہ لوگارتی ہے، pH میں صرف ایک اکائی کی تبدیلی کا مطلب یہ بھی ہے کہ H^+ فیکٹر 10 سے تبدیل ہوتا ہے تو pH کی قیمت دو اکائیوں سے تبدیل ہوتی ہے۔ اب آپ سمجھ گئے ہوں گے کہ درجہ حرارت کے ساتھ pH کی تبدیلی کو اکثر کیوں نظر انداز کیا جاتا ہے۔

کسی محلول کی pH کی پیمائش لازمی ہے کیونکہ حیاتیاتی اور کاسمیٹک استعمال کے لیے اس کا معلوم ہونا ضروری ہے۔کسی محلول کی pH کا اندازہ ایک pH کاغذ کی مدد سے لگایا جا سکتا ہے جس کا رنگ مختلف pH کے محلولوں میں کاغذ مختلف ہوتا ہے۔آج کل ایسے pH کاغذ دستیاب ہیں جن میں چار پٹّیاں ہوتی ہیں ایک ہی pH پر الگ الگ پٹّیوں کے رنگ الگ ہوتے ہیں (شکل 7.11)۔pH کاغذ کا استعمال کر کے 1-14 کی رینج میں 0.5~ کی درستگی تک pH معلوم کی جاسکتی ہے۔



شکل 7.11 چار پٹّیوں کے ساتھ pH کاغذ جس میں یکساں pH پر مختلف رنگ ہو سکتے ہیں۔

زیادہ درستی (Accuracy) کے لیے pH میٹر کا استعمال کیا جاتا ہے۔pH میٹر ایک ایسا آلہ ہوتا ہے جس سے جانچ محلول کا pH پر منحصر برقی مضمر 0.001 درستگی صحت تک ناپا جا سکتا ہے۔قلم کی جسامت کے pH پیمانے اب بازار میں دستیاب ہیں۔ کچھ عام اشیا کی pH جدول 7.5 میں دی گئی ہیں۔

جدول 7.5 کچھ عام اشیاء کی pH

سیال کا نام	pH	سیال کا نام	pH
NaOH کا سیر شدہ محلول	~15	سیاہ کافی	5.0
NaOH، 0.1M محلول	13	ٹماٹر کا رس	~4.2
چونے کا پانی	10.5	سوفٹ ڈرنک اور سرکہ	~3.0
ملک آف میگنیشیا	10	نیبو کا رس	~2.2
انڈے کی سفیدی، سمندر کا پانی	7.8	گیسٹرک جوس	~1.2
انسانی خون	7.4	HCl IM محلول	~0
دودھ	6.8	مرتکز HCl	~–1.0
انسانی لعاب	6.4		

مسئلہ 7.16

ایک سوفٹ ڈرنک کے نمونے میں ہائڈروجن آین کا ارتکاز 3.8×10^{-3}M ہے۔اس کی pH کیا ہوگی؟

حل

$$pH = -\log[3.8 \times 10^{-3}]$$
$$= -\{\log[3.8] + \log[10^{-3}]\}$$
$$= -\{(0.58) + (-3.0)\} = -\{-2.42\} = 2.42$$

سوفٹ ڈرنک کا pH 2.42 ہے اور یہ اندازہ لگایا جا سکتا ہے کہ وہ تیزابی ہے

مسئلہ 7.17

1.0×10^{-8}M HCl محلول کی pH معلوم کیجیے۔

حل

$$2H_2O\ (l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + OH^-(aq)$$
$$K_w = [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$$

مان لیجیے H_2O سے، $X=[OH^-]=H_2O^+$ ۔ H_3O^+ کا ارتکاز پیدا ہوگا (i) گھلنے والے HCl کے آیونائزیشن سے یعنی:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+\ (aq) + Cl^-(aq)$$

اور (ii) H_2O کے آیونائزیشن سے۔ بہت زیادہ ڈائی لیوٹ ان محلولوں میں H_3O^+ کے دونوں ذرائع پر غور کرنا چاہیے۔

$$[H_3O^+] = 10^{-8} + x$$
$$K_w = (10^{-8} + x)(x) = 10^{-14}$$

یا

$$x^2 + 10^{-8}\ x - 10^{-14} = 0$$
$$[OH^-] = x = 9.5 \times 10^{-8}$$

لہٰذا pH=6.98 اور pOH=7.02

7.11.3 کمزور تیزابوں کے آیونائزیشن مستقلے (Ionization Constants of Weak Acids)

ایک کمزور تیزاب کی مثال لیجیے جو آبی محلول میں جزوی طور پر آیونائز ہوتا ہے اس کا توازن اس طرح دکھایا جا سکتا ہے۔

$$HX(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

ابتدائی ارتکاز (M)

$$c \qquad 0 \qquad 0$$

مان لیجیے آیونائزیشن تبدیل کی (M) کی حد α ہے

توازنی ارتکاز (M)

$$-c\alpha \qquad +c\alpha \qquad +c\alpha$$

$$c\alpha \qquad c\alpha \qquad c - c\alpha$$

یہاں C= غیرافتراقی تیزاب HX کا ابتدائی ارتکاز ہے، جبکہ t =o ہے۔ α = وہ حد ہے جس حد تک HX اپنے آینوں میں آیونائز ہو سکتا ہے۔ان ترسیموں کا استعمال کر کے ہم مذکورہ بالا تیزاب آیونائز توازن کے لیے توازن مستقلہ معلوم کر سکتے ہیں۔

$$K_a = c^2\alpha^2/c(1-\alpha) = c\alpha^2\ /\ 1-\alpha$$

K_a HX کا **افتراقی یا آیونائزیشن مستقلہ** کہلاتا ہے۔ یہ مولر ارتکاز میں اس طرح بھی واضح کیا جا سکتا ہے۔

$$K_a = [H^+][X^-]\ /\ [HX] \qquad (7.30)$$

"دیے گئے درجہ حرارت T پر K_a تیزاب HX کی قوت کی پیائش ہے یعنی جتنی زیادہ K_a کی قیمت ہوگی اتنا ہی قوی وہ تیزاب ہوگا۔ K_a غیر جسامتی مقدار ہے اس سمجھ کے ساتھ کہ تمام انواع کی معیاری ارتکاز کی حالت 1M ہوتی ہے۔"

کچھ چنندہ کمزور تیزابوں کے آیونائزیشن مستقلے جدول 7.6 میں دیے گئے ہیں۔

ہائڈروجن آین ارتکاز کے لیے pH پیمانہ اتنا مفید ہے کہ pK_w کے علاوہ اس کا استعمال دوسری انواع اور مقداروں کے لیے بھی کیا جاتا ہے۔ لہٰذا ہمارے پاس ہے

$$pK_a = -\log(K_a) \qquad (7.31)$$

اگر ہم کسی تیزاب کا آیونائزیشن مستقلہ K_a اور اس کا ابتدائی ارتکاز C جانتے ہیں تو ہم تمام انواع کے لیے توازن ارتکاز اور تیزاب کے آیونائزیشن کی ڈگری اور محلول کی pH معلوم کر سکتے ہیں۔

کمزور الیکٹرولائٹ کی pH کا اندازہ لگانے کے لیے ہم اقدامات کا ایک سلسلہ بروئے کار لاتے ہیں:

جدول 7.6 کچھ چنندہ کمزور تیزابوں کے برق پاش مستقلے (298K پر)

تیزاب (Acid)	آیونائزیشن مستقلے K_a
ہائڈروفلورک ایسڈ (HF)	3.5×10^{-4}
نائٹرس ایسڈ (HNO_2)	4.5×10^{-4}
فارمک اسیڈ (HCOOH)	1.8×10^{-4}
نیاسین (C_5H_4NCOOH)	1.5×10^{-5}
ایسٹیک ایسڈ (CH_3COOH)	1.74×10^{-5}
بینزوئک ایسڈ (C_6H_5COOH)	6.5×10^{-5}
ہائپوکلورس ایسڈ (HClO)	3.0×10^{-8}
ہائڈروسائنک ایسڈ (HCN)	4.9×10^{-10}
فینول (C_6H_5OH)	1.3×10^{-10}

قدم 1 افتراق سے پہلے موجود انواع کی برونسٹڈ۔ لاری تیزاب / اساس کے طور پر شناخت کیجیے۔

قدم 2 تمام ممکنہ تعاملات کے لیے متوازن مساوات لکھیے یعنی یہ انواع تیزاب اور اساس دونوں طرح سے حصہ لیتے ہوئے لکھے جائیں گے۔

قدم 3 وہ تعامل جس میں K_a کی قیمت سب سے زیادہ ہوگی وہ ابتدائی تعامل کے طور پر لیا جائے گا جبکہ دیگر ثانوی تعامل ہوگا۔

قدم 4 ابتدائی تعامل میں ہر ایک نوع کے لیے مندرجہ ذیل قدروں کو جدول کی شکل میں لکھیے۔

(a) ابتدائی ارتکاز C

(b) آیونائزیشن کی ڈگری α کی اصطلاح میں توازن کی سمت بڑھتے وقت ارتکاز میں تبدیلی

(c) توازنی ارتکاز

قدم 5 پرنسپل تعامل کے لیے توازن مستقلہ مساوات میں α کی قیمت نکالنے کے لیے توازن ارتکاز کی قیمت رکھیے۔

قدم 6 پرنسپل تعامل میں انواع کے ارتکاز کی قیمت نکالیے۔

قدم 7 $pH = -\log[H_3O^+]$ کی قیمت معلوم کیجیے۔

مذکورہ بالا طریقہ کی وضاحت مندرجہ ذیل مثالوں کے ذریعے کی جاسکتی ہے۔

مسئلہ 7.18

HF کا آیونائزیشن مستقلہ 3.2×10^{-4} ہے۔ 0.02M محلول میں HF کی افتراق کی ڈگری معلوم کیجیے۔ محلول میں موجود تمام انواع (H_3O^+, F^- اور HF) کے ارتکاز اور اس کی pH معلوم کیجیے۔

حل

مندرجہ ذیل پروٹان منتقلی تعاملات ممکن ہیں۔

1) $HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$ ؛ $K_a = 3.2\times10^{-4}$

2) $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

چونکہ $K_a >> K_w$ لہٰذا تعامل (1) پرنسپل تعامل ہوگا۔

$$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$$

ابتدائی ارتکاز (M)

0.02   0   0

تبدیل شدہ (M)

-0.02α $+0.02\alpha$ $+0.02\alpha$

توازن ارتکاز (M)

$0.02 - 0.02\alpha$ 0.02α 0.02α

پرنسپل تعامل کے لیے تعامل میں توازن ارتکاز کی قیمتیں رکھنے پر

$$K_a = (0.02\alpha)^2/(0.02 - 0.02\alpha)$$

$$= 0.02\alpha^2/(1-\alpha) = 3.2 \times 10^{-4}$$

اس سے ہمیں مندرجہ ذیل دو درجی مساوات حاصل ہوتی ہے۔

$$\alpha^2 + 1.6 \times 10^{-2}\alpha - 1.6 \times 10^{-2} = 0$$

α میں دو درجی مساوات کو حل کیا جاسکتا ہے اور جذر کی دو قدریں مندرجہ ذیل ہوں گی $\alpha = +0.12$ اور -0.12

منفی جذر قابل قبول نہیں ہے لہٰذا،

$$\alpha = 0.12$$

اس کا مطلب ہے کہ آیونائزیشن کی ڈگری، $\alpha = 0.12$ پھر دوسری انواع، جیسے HF، F^- اور H_3O کے توازن ارتکاز دیے جاسکتے ہیں:

$$[H_3O^+] = [F^-] = c\alpha = 0.02 \times 0.12$$
$$= 2.4 \times 10^{-3}\ M$$
$$[HF] = c(1-\alpha) = 0.02\ (1 - 0.12)$$

$= 17.6 \times 10^{-3}$ M

$pH = -\log[H^+] = -\log(2.4 \times 10^{-3}) = 2.62$

مسئلہ 7.19

0.1M مونوبیسک ایسڈ کا pH 4.50 ہے۔ توازن کے وقت انواع H^+، A^- اور HA کے ارتکاز معلوم کیجیے۔ مونوبیسک ایسڈ کے لیے K_a اور pK_a کی قیمت معلوم کیجیے۔

حل

$pH = -\log[H^+]$

لہٰذا $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.50} = 3.16 \times 10^{-5}$

$[H^+] = [A^-] = 3.16 \times 10^{-5}$

$K_a = [H^+][A^-]/[HA]$

$[HA]_{eqlbm} = 0.1 - (3.16 \times 10^{-5}) \simeq 0.1$

$K_a = (3.16 \times 10^{-5})^2/0.1 = 1.0 \times 10^{-8}$

$pK_a = -\log(10^{-8}) = 8$

متبادل طور پر ''فی صد افتراق، کمزور تیزاب کی قوت ناپنے کا ایک دوسرا مفید طریقہ ہے اور اسے مندرجہ ذیل طریقہ سے دیا جاسکتا ہے۔

$$= [HA]_{dissociated}/[HA]_{initial} \times 100\% \quad (7.32)$$

مسئلہ 7.20

0.08M ہائپوکلورس ایسڈ، HOCl کی pH معلوم کیجیے۔ ایسڈ کا آیونائزیشن مستقلہ 2.5×10^{-5} ہے۔ HOCl کا فیصد افتراق معلوم کیجیے۔

حل

$$HOCl(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + ClO^-(aq)$$

ابتدائی ارتکاز

0.08	0	0

توازن ارتکاز پر پہنچنے پر تبدیلی (M)

– x	+ x	+x

توازن ارتکاز (M)

0.08 – x	x	x

$K_a = \{[H_3O^+][ClO^-]/[HOCl]\}$

$= x^2/(0.08 - x)$

اس لیے $x << 0.08$، $0.08 - x \simeq 0.08$

$x^2/0.08 = 2.5 \times 10^{-5}$

لہٰذا $x^2 = 2.0 \times 10^{-6}$، $x = 1.41 \times 10^{-3}$

$[H^+] = 1.41 \times 10^{-3}$ M

فی صد افتراق

$= \{[HOCl]_{dissociated}/[HOCl]_{undissociated}\} \times 100$

$= 1.41 \times 10^{-3} \times 10^2/0.08 = 1.76\%$

$pH = -\log(1.41 \times 10^{-3}) = 2.85.$

7.11.4 کمزور اساسوں کا آیونائزیشن (Ionization of Weak Bases)

ایک اساس MOH کا آیونائزیشن مندرجہ ذیل مساوات سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔

$$MOH(aq) \rightleftharpoons M^+(aq) + OH^-(aq)$$

کمزور اساس میں MOH کا M^+ اور OM^- میں جزوی آیونائزیشن ہوتی ہے۔ یہ معاملہ تیزاب افتراق توازن کی طرح ہے۔ اساسی آیونائزیشن کے لیے توازن مستقلہ **اساسی آیونائزیشن مستقلہ** کہلاتا ہے اور اسے K_b سے ظاہر کرتے ہیں۔ اسے توازن کی حالت میں مختلف انواع کے ارتکاز کو مولاریت میں دکھاتے ہوئے مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ ظاہر کرسکتے ہیں۔

$$K_b = [M^+][OH^-] / [MOH] \quad (7.33)$$

متبادل طور پر اگر C= اساس کا ابتدائی ارتکاز اور α =اساس کی آیونائزیشن کی ڈگری یعنی، جس حد تک اساس آیونائز ہوتا ہے۔ جب توازن قائم ہو جاتا ہے تو توازن مستقلہ کو اس طرح لکھ سکتے ہیں۔

$$K_b = (c\alpha)^2 / c(1-\alpha) = c\alpha^2 / (1-\alpha) \quad (7.33)$$

کچھ چنندہ کمزور اساسوں کے آیونائزیشن مستقلوں K_b کی قیمتیں جدول 7.7 میں دی گئی ہیں

جدول 7.7 298 K پر کچھ کمزور اساسوں کے آیونائزیشن مستقلوں کی قیمتیں

اساس	K_b
ڈائی میتھائل امین $(CH_3)_2NH$	5.4×10^{-4}
ٹرائی ایتھائل امین $(C_2H_5)_3N$	6.45×10^{-5}
امونیا NH_3 یا NH_4OH	1.77×10^{-5}
کیونین (ایک نباتاتی ماحصل)	1.10×10^{-6}
پائریڈین C_5H_5N	1.77×10^{-9}
اینیلین $C_6H_5NH_2$	4.27×10^{-10}
یوریا $CO(NH_2)_2$	1.3×10^{-14}

بہت سے نامیاتی مرکبات جیسے کہ امین کمزور اساس ہوتے ہیں۔ امین، امونیا کے مشتق ہیں جن میں ایک یا زیادہ ہائڈروجن ایٹم کسی دوسرے گروپ سے تبدیل کیے جاتے ہیں۔ مثال کے طور پر میتھائل امین، کوڈین، کیونین اور نکوٹین سب کمزور اساسوں کی طرح کام کرتے ہیں کیونکہ ان کے K_b بہت کم ہوتے ہیں۔ امونیا آبی محلول میں OH^- دیتی ہے۔

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

ہائڈروجن آین ارتکاز کے لیے pH پیمانے کی توسیع کر کے مندرجہ ذیل کو حاصل کر سکتے ہیں۔

$$pK_b = -\log(K_b) \qquad (7.34)$$

مسئلہ 7.21

0.004M ہائڈرازین محلول کی pH 9.7 ہے۔ اس کے آیونائزیشن مستقلے K_b اور pK_b معلوم کیجیے۔

حل

$$NH_2NH_2 + H_2O \rightleftharpoons NH_2NH_3^+ + OH^-$$

pH سے ہم ہائڈروجن آین ارتکاز نکال سکتے ہیں۔ ہائڈروجن آین ارتکاز اور پانی کے آینی ماحصل کو جانتے ہوئے ہم ہائڈروکسل آین کا ارتکاز معلوم کر سکتے ہیں لہٰذا ہمارے پاس ہے:

$$[H^+] = \text{antilog}(-pH)$$

$$K_b = \text{antilog}(-9.7) = 1.67 \times 10^{-10}$$

$$[OH^-] = K_w / [H^+] = 1 \times 10^{-14} / 1.67 \times 10^{-10}$$
$$= 5.98 \times 10^{-5}$$

متعلقہ ہائڈرازنیم آین کا ارتکاز بھی وہی ہوگا جو کہ ہائڈراکسل کا ہے۔ ان دونوں آینوں کے ارتکاز بہت کم ہیں۔ لہٰذا غیر افتراقی اساس کے ارتکاز 0.004M کے برابر لیے جا سکتے ہیں۔

لہٰذا $K_b = [NH_2NH_3^+][OH^-] / [NH_2NH_2]$

$$= (5.98 \times 10^{-5})^2 / 0.004 = 8.96 \times 10^{-7}$$

$$pK_b = -\log K_b = -\log(8.96 \times 10^{-7}) = 6.04$$

مسئلہ 7.22

0.2M NH_4Cl اور 0.1M NH_3 کی آمیزش سے بننے والے محلول کی pH معلوم کیجیے امونیا محلول کی pOH 4.75 ہے۔

حل

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

NH_3 کا آیونائزیشن مستقلہ $K_b = \text{antilog}(-pK_b)$ یعنی

$$K_b = 10^{-4.75} = 1.77 \times 10^{-5}\ M$$

	NH_3 + H_2O	$\rightleftharpoons$ NH_4^+	+ OH^-
ابتدائی ارتکاز	0.10	0.20	0
توازن پر پہنچنے کے لیے تبدیلی	–x	+x	+x
توازن کے وقت (M)	–0.10	0.20 + x	x

$$K_b = [NH_4^+][OH^-] / [NH_3]$$

$$= (0.20 + x)(x) / (0.1 - x) = 1.77 \times 10^{-5}$$

چونکہ K_b بہت کم ہے لہٰذا ہم 0.1M اور 0.2M کے مقابلے میں x کو نظر انداز کر سکتے ہیں۔

اس طرح: $[OH^-] = x = 0.88 \times 10^{-5}$

لہٰذا $[H^+] = 1.12 \times 10^{-9}$

$$pH = -\log[H^+] = 8.95$$

7.11.5 K_a اور K_b میں تعلق (Relation between K_a and K_b)

جیسا کہ اس باب میں پہلے دیکھا جا چکا ہے، K_a اور K_b بالترتیب تیزاب اور اساس کی قوت کو ظاہر کرتے ہیں۔ جفتی تیزاب۔ اساس کے جوڑے بہت سادہ طریقہ سے تعلق رکھتے ہیں یعنی اگر ان میں سے ایک کی قیمت معلوم ہوتو دوسرے کی قیمت معلوم کی جا سکتی ہے۔

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NH_3(aq)$$

$$K_a = [H_3O^+][NH_3] / [NH_4^+] = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K_b = [NH_4^+][OH^-] / NH_3 = 1.8 \times 10^{-5}$$

کُل

$$2\,H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} M$$

جہاں K_a ایک تیزاب کی حیثیت سے NH_4^+ کی قوت کو اور K_b ایک اساس کی حیثیت سے NH_3 کی قوت کو ظاہر کرتے ہیں۔

نیٹ تعامل سے یہ دیکھا جا سکتا ہے کہ تعامل کے لیے توازن مستقلہ، K_a اور K_b توازن مستقلوں کے ماحصل ضرب کے برابر ہوتا ہے، لہٰذا:

$$K_a \times K_b = \{[H_3O^+][NH_3] / [NH_4^+]\} \times \{[NH_4^+][OH^-] / [NH_3]\}$$

$$= [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

$$= (5.6x10^{-10}) \times (1.8 \times 10^{-5}) = 1.0 \times 10^{-14}\ M$$

ایک تعمیم کے لیے اس کی توسیع کی جا سکتی ہے۔ **دو (یا زیادہ) تعاملات کو جمع کر کے حاصل کیے گئے نیٹ تعامل کے لیے توازن مستقلہ انفرادی تعاملات کے توازن مستقلوں کے حاصل ضرب کے برابر ہوتا ہے۔"**

$$K_{NET} = K_1 \times K_2 \times \ldots\ldots \quad (7.35)$$

اسی طرح جفتی تیزاب اساس جوڑے میں

$$K_a \times K_b = K_w \quad (7.36)$$

ایک کی قیمت معلوم ہونے پر دوسرے کی قیمت معلوم کی جا سکتی ہے۔ یہ قابل غور ہے کہ قوی تیزاب کے جفتی اساس کمزور ہوں گے اور قوی اساس کے جفتی تیزاب کمزور ہوں گے۔

دوسری طرف مندرجہ بالا علامت $K_w = K_a \times K_b$ کو اساس۔ افتراق توازن تعامل کی مدد سے بھی حاصل کیا جا سکتا ہے۔

$$B(aq) + H2O(l) \rightleftharpoons BH^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K_b = [BH^+][OH^-] / [B]$$

چونکہ پانی کا ارتکاز مستقل ہوتا ہے لہٰذا اسے نسب نما سے نکال دیتے ہیں اور افتراقی مستقلے میں شامل کر لیتے ہیں۔ اس کے بعد مندرجہ بالا مساوات کو $[H^+]$ سے ضرب اور تقسیم کر کے ہمیں حاصل ہوتا ہے:

$$K_b = [BH^+][OH^-][H^+] / [B][H^+]$$

$$=\{[OH^-][H^+]\}\{[BH^+] / [B][H^+]\}$$

$$= K_w / K_a$$

یا

$$K_a \times K_b = K_w$$

یہ بھی غور کیا جا سکتا ہے کہ اگر ہم مساوات کی دونوں سمتوں کے منفی لوگارتم لیں، تو جفتی تیزاب اور اساس کی pK قدروں کا ایک دوسرے سے تعلق مندرجہ ذیل مساوات کے مطابق ہوگا۔

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14 \quad (298\ K\ پر)$$

مسئلہ 7.23

0.05M امونیا محلول کی آیونائزیشن کی ڈگری اور pH معلوم کیجیے۔ امونیا کا آیونائزیشن مستقلہ جدول 7.7 سے لیا جا سکتا ہے۔ اس کے علاوہ امونیا کے جفتی تیزاب کا آینی مستقلہ بھی معلوم کیجیے۔

حل

پانی میں امونیا کی آیونائزیشن کو مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ ظاہر کیا جا سکتا ہے۔

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

ہائڈروکسل آین کا ارتکاز معلوم کرنے کے لیے ہم مساوات (7.33) کا استعمال کر سکتے ہیں

$$[OH^-] = c\,\alpha = 0.05\,\alpha$$

$$K_b = 0.05\,\alpha^2 / (1-\alpha)$$

α کی قیمت کم ہے لہٰذا دو درجی مساوات کو مساوات کے داہنی سمت نسب نما میں 1 کے مقابلے α کو نظر انداز کر کے آسان بنایا جا سکتا ہے۔ اس طرح

$K_b = c\alpha^2$ or $\alpha = \sqrt{(1.77 \times 10^{-5}/0.05)}$

$= 0.018.$

$[OH^-] = c\,\alpha = 0.05 \times 0.018 = 9.4 \times 10^{-4} M.$

$[H^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14}/(9.4 \times 10^{-4})$

$= 1.06 \times 10^{-11}$

$pH = -\log(1.06 \times 10^{-11}) = 10.97$

اب جفتی تیزاب اساس جوڑے کے تعلق کو استعمال کرتے ہوئے

$K_a \times K_b = K_w$

جدول 7.7 سے NH_3 کے لیے K_b کی قیمت لیتے ہوئے ہم جفتی تیزاب NH_4^+ کا ارتکاز معلوم کر سکتے ہیں۔

$K_a = K_w / K_b = 10^{-14} / 1.77 \times 10^{-5}$
$= 5.64 \times 10^{-10}$

7.11.6 ڈائی-اور کثیر اساسی تیزاب اور ڈائی-اور کثیر تیزابی اساس (Di- and Polybasic Acids and Di- and Polyacidic Bases)

کچھ تیزاب جیسے کہ آکسائڈ ایسڈ، سلفیورک ایسڈ اور فاسفورک ایسڈ میں ایسڈ کے ہر ایک سالمے میں ایک سے زیادہ آیونائزیشن کے قابل پروٹان موجود ہوتے ہیں۔ ایسے تیزاب کثیر اساسی (Polybasic) یا کثیر پروٹک (Polyprotic) تیزاب کہلاتے ہیں مثال کے طور پر ایک ڈائی بیسك تیزاب H_2X کے لیے آیونائزیشن تعامل کو مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ ظاہر کیا جاتا ہے۔

$$H_2X(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HX^-(aq)$$

$$HX^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + X^{2-}(aq)$$

اور اسی کے مطابق توازن مستقلہ مندرجہ ذیل ہیں۔

$K_a = \{[H^+][HX^-]\} / [H_2X]$

اور $K_a = \{[H^+][X2^-]\} / [HX^-]$

یہاں K_a اور K_{a_2} تیزاب H_2X کے بالترتیب پہلے اور دوسرے آیونائزیشن مستقلے ہیں۔ اسی طرح سہ اساسی تیزاب جیسے H_3PO_4 کے لیے ہمارے پاس تین آیونائزیشن مستقلے ہوں گے۔ کچھ چنندہ کثیر پروٹک تیزابوں کے لیے آیونائزیشن مستقلے جدول 7.8 میں دیے گئے ہیں۔

جدول 7.8 کچھ چنندہ کثیر پروٹک تیزابوں کے آیونائزیشن مستقلے (298K)

تیزاب	K_{a_1}	K_{a_2}	K_{a_3}
آکزیلک	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-3}	
ایسکوربک ایسڈ	7.4×10^{-4}	1.6×10^{-12}	
سلفیورس ایسڈ	1.7×10^{-2}	6.7×10^{-8}	
سلفیورک ایسڈ	بہت زیادہ	1.2×10^{-12}	
کاربونک ایسڈ	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
سٹرک ایسڈ	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
فاسفورک ایسڈ	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}

یہ دیکھا جا سکتا ہے کہ کثیر پروٹک ایسڈ میں اعلی درجے کے آیونائزیشن مستقلے (K_{a_2}, K_{a_3}) نچلے درجے کے آیونائزیشن مستقلے K_a سے کم ہوتے ہیں اس کی وجہ یہ ہے کہ ایک منفی چارج شدہ آین سے مثبت چارج والے پروٹان کو برقی سکونی قوت کی وجہ سے نکال پانا زیادہ مشکل ہوتا ہے۔ اسے منفی چارج شدہ HCO_3^- کے مقابلے میں غیر چارج شدہ H_2CO_3 میں سے ایک پروٹان علیحدہ کر کے دیکھا جا سکتا ہے۔ اسی طرح ایک دوہرے منفی چارج شدہ HPO_4^- این آین میں سے پروٹان کو نکالنا HPO_4^{2-} کی بہ نسبت زیادہ مشکل ہوتا ہے۔

کثیر پروٹک تیزابی محلول میں H_2A، HA^- کے آمیزے اور ڈائی پروٹک تیزاب میں A^{2-} ہوتے ہیں۔ H_2A ایک قوی تیزاب ہونے کی وجہ سے اس کے ابتدائی تعامل میں H_2A کا افتراق ہوتا ہے اور محلول میں H_3O^+ خاص طور پر پہلے افتراقی مرحلے سے آتا ہے۔

7.11.7 تیزاب کی قوت کو متاثر کرنے والے عوامل (Factors Affecting Acid Strength)

مقداری طور پر تیزاب اور اساس کی قوت پر بحث کرنے کے بعد ہم اس مقام پر آجاتے ہیں جہاں ہم ایک دیے ہوئے محلول کی pH نکال سکتے ہیں۔ لیکن ہم یہ جاننے کے لیے متجسس رہتے ہیں کہ کچھ تیزاب دوسروں کے مقابلے میں زیادہ قوی کیوں ہوتے ہیں؟ وہ کون سے عوامل ہیں جو ان کو قوی بناتے ہیں؟ اس کا جواب ہے کہ یہ ایک بے حد پیچیدہ عمل ہے۔

وسیع طور پر ہم یہ کہہ سکتے ہیں کہ تیزاب کے افتراق کی حد H–A بند کی **قوت اور قطبیت** پر منحصر ہوتی ہے۔

عام طور پر جب HA بند کی قوت کم ہوتی ہے، یعنی بند کو توڑنے کے لیے درکار توانائی کم ہوتی ہے۔ HA قوی تیزاب ہو جاتا ہے۔ یہ بھی کہ جب H–A بند زیادہ قطبی ہوتا ہے، یعنی ایٹم H اور A کے درمیان برقی منفیت کا فرق بڑھتا ہے اور چارج کی علیحدگی واضح ہو تو بند کا ٹوٹنا آسان ہو جاتا ہے لہٰذا تیزابیت بڑھ جاتی ہے۔

لیکن یہ غور کرنا چاہیے کہ جب دوری جدول کے ایک ہی گروپ کے عناصر کا مقابلہ کیا جاتا ہے، H–A بند توانائی اس کی قطبی فطرت کے مقابلے میں زیادہ اہم عوامل ہوتی ہے۔ گروپ میں نیچے کی سمت جاتے وقت جیسے جیسے A کی جسامت بڑھتی جاتی ہے H–A کی بندش کم ہو جاتی ہے اور تیزابی قوت بڑھ جاتی ہے۔ مثال کے طور پر

بڑھتی ہوئی جسامت →

HF << HCl << HBr << HI

تیزابی قوت میں اضافہ →

اسی طرح H_2S، H_2O کے مقابلے میں زیادہ قوی تیزاب ہے۔

لیکن جب ہم دوری جدول کی ایک ہی قطار کے عناصر پر بحث کرتے ہیں تو H–A بند قطبیت تیزابی قوت کو متعین کرنے والا عوامل بن جاتی ہے جیسے جیسے A کی برقی منفیت بڑھے گی، تیزاب کی قوت بھی بڑھتی ہے۔ مثال کے طور پر

بڑھتی ہوئی A کی الیکٹرونگیٹوٹی →

$CH_4 < NH_3 < H_2O < HF$

تیزابی قوت میں اضافہ →

7.11.8 تیزابوں اور اساسوں کے آیونائزیشن میں مشترک آین اثر (Common Ion Effect in the Ionization of Acids and Bases)

مندرجہ ذیل ایسیٹک ایسڈ افتراق توازن کی مثال پر غور کیجیے:

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

یا

$$HAc(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + Ac^-(aq)$$

$$K_a = [H^+][Ac^-] / [HAc]$$

ایسیٹک ایسڈ کے محلول میں ایسی ٹیٹ آین کے اضافہ سے ہائڈروجن آین $[H^+]$ کا ارتکاز کم ہو جاتا ہے۔ یہ بھی کہ اگر H^+ آین کسی خارجی ماخذ سے داخل کیے جائیں تو توازن غیر افتراق شدہ ایسیٹک ایسڈ کی سمت میں جائے گا، یعنی اس سمت میں جہاں ہائڈروجن آین کے ارتکاز میں کمی آئے۔ یہ عمل **مشترک آین اثر** (Common Ion Effect) کی ایک مثال ہے۔ اس کی تعریف توازن میں تبدیلی کی شکل میں کی جاتی ہے جو اس شے کے اضافے کے سبب ہوتی ہے جس سے افتراق توازن میں پہلے سے موجود آینی نوع میں اضافہ ہوتا ہے۔ اس طرح ہم کہہ سکتے ہیں کہ مشترک آین اثر ایک ایسا عمل ہے جو سیکشن 7.8 میں زیر بحث لی چیٹلئر کے اصول کی بنیاد پر ہوتا ہے۔

0.05M ایسیٹک ایسڈ محلول میں 0.05M ایسی ٹیٹ آینوں کو داخل کرنے پر محلول کی pH میں ہونے والی تبدیلی کو جانچنے کے لیے ہم ایک بار پھر ایسیٹک ایسڈ کے افتراق توازن کا مطالعہ کریں گے۔

$$HAc(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + Ac^-(aq)$$

ابتدائی ارتکاز (M)

0.05	0	0.05

مان لیجیے ایسیٹک ایسڈ کے آیونائزیشن کی حد X ہے۔

ارتکاز میں تبدیلی

−x	+x	+x

توازنی ارتکاز

0.05-x	x	0.05+x

لہٰذا،

$$K_a = [H^+][Ac^-]/[H\ Ac] = \{(0.05+x)(x)\}/(0.05-x)$$

چونکہ بہت کمزور تیزاب کے لیے K_a بہت چھوٹا ہوتا ہے $X<<0.05$

لہٰذا $(0.05 + x) \approx (0.05 - x) \approx 0.05$

اس طرح

$$1.8 \times 10^{-5} = (x)(0.05 + x) / (0.05 - x)$$

$$= x(0.05) / (0.05) = x = [H^+] = 1.8 \times 10^{-5} M$$

$$pH = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

مسئلہ 7.24

0.10M امونیا محلول کی pH معلوم کیجیے۔ جب اس محلول کے 50.0mL کا تعامل 0.10MHCl کے 25mL محلول کے ساتھ کرایا جاتا ہے تو پھر pH کیا ہوگا۔امونیا کے لیے افتراق مستقلہ $K_b = 1.77 \times 10^{-5}$ ہے

حل

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$K_b = [NH_4^+][OH^-] / [NH_3] = 1.77 \times 10^{-5}$$

تعدیلی عمل سے پہلے

$$[NH_4^+] = [OH^-] = x$$

$$[NH_3] = 0.10 - x \simeq 0.10$$

$$x^2 / 0.10 = 1.77 \times 10^{-5}$$

اس طرح $x = 1.33 \times 10^{-3} = [OH^-]$

لہٰذا $[H^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14}/(1.33 \times 10^{-3}) = 7.51 \times 10^{-12}$

$$pH = -\log(7.5 \times 10^{-12}) = 11.12$$

0.1M امونیا محلول (یعنی 5m mol امونیا) کے 50mL میں 0.1M HCl محلول کے 25mL امونیا کا اضافہ کرنے کے بعد (یعنی HCl کا 2.5m mol)، امونیا کے 2.5m mol سالمے تعدیل ہو جائیں گے۔ حاصل ہونے والے 75mL محلول میں باقی ماندہ امونیا سالموں کے 2.5m mol اور NH_4^+ کے 2.5m mol غیر تعدیل شدہ سالمے رہ جائیں گے۔

NH_3	+ HCl	→ NH_4^+	+ Cl^-
2.5	2.5	0	0
توازن کے وقت			
0	0	2.5	2.5

حاصل شدہ 75mL محلول میں غیر تعدیل شدہ NH_4^+ آین کے 2.5m mol (یعنی 0.033M) اور NH_3 سالموں کے 2.5m mol (یعنی 0.033M) ہوں گے۔ یہ NH_3 مندرجہ ذیل توازن میں ہوگا۔

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$0.033M - y \qquad y \qquad y$$

جہاں $y = [OH^-] = [NH_4^+]$

تعدیل کے بعد اختتامی 75mL محلول میں پہلے سے ہی 2.5m mol NH_4^+ آین (0.033M) ہیں، لہٰذا NH_4^+ کا کل ارتکاز ایسے دیا جا سکتا ہے کہ:

$$[NH_4^+] = 0.033 + y$$

چونکہ y کی قیمت بہت کم ہے $[NH_4OH] \simeq 0.033$ M اور

$$[NH_4^+] \simeq 0.033 \text{ M}$$

ہم جانتے ہیں کہ

$$K_b = [NH_4^+][OH^-] / [NH_4OH]$$

$$= y(0.033)/(0.033) = 1.77 \times 10^{-5} \text{ M}$$

اس طرح $y = 1.77 \times 10^{-5} = [OH^-]$

$$[H^+] = 10^{-14} / 1.77 \times 10^{-5} = 0.56 \times 10^{-9}$$

لہٰذا $pH = 9.24$

7.11.9 نمکوں کی آب پاشیدگی (Hydrolysis of Salts and the pH of their Solutions)

تیزاب اور اساس کے درمیان ایک مستقل تناسب میں ہونے والے تعامل سے بننے والے نمکوں کی پانی میں آب پاشیدگی ہو جاتی ہے۔نمکوں کی آب پاشیدگی سے بننے والے کیٹ آین / این آین آبی محلول میں یا تو آبیدہ آینوں کی طرح پائے جاتے ہیں یا پانی سے باہمی عمل کر کے نمکوں کی نوعیت کے مطابق تیزاب/اساس بناتے ہیں۔نمکوں کے این آین کیٹ آین یا دونوں کا پانی کے ساتھ تعامل کرنے کا آخرالذکر عمل آب پاشیدگی کہلاتا ہے۔ اس باہمی عمل سے محلول کی pH متاثر ہوتی ہے۔ قوی اساسوں کے کیٹ آین (مثلاً Na^+، K^+، Ca^{2+}، Ba^{2+}، وغیرہ) اور قوی تیزابوں کے این آین (مثلاً Cl^-، Br^-، NO_3^- ، ClO_4^- وغیرہ) صرف آبیدہ ہو جاتے ہیں لیکن ان کی آب پاشیدگی نہیں ہوتی۔لہٰذا قوی تیزابوں اور اساسوں سے بننے والے نمکوں کے محلول تعدیلی ہوتے ہیں یعنی: pH 7 ہوتی ہے۔ دوسرے زمرے سے تعلق رکھنے والے نمک آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں۔

اب ہم نمکوں کی مندرجہ ذیل اقسام کی آب پاشیدگی کا مطالعہ کریں گے۔

(i) کمزور تیزاب اور قوی اساس کے نمک مثلاً CH_3COONa

(ii) قوی تیزاب اور کمزور اساس کے نمک مثلاً NH_4Cl

(iii) کمزور تیزاب اور کمزور اساس کے نمک مثلاً CH_3COONH_4

پہلی مثال میں CH_3COONa ایک کمزور تیزاب CH_3COOH اور قوی اساس، NaOH کی نمک ہونے کی وجہ سے آبی محلول میں پوری طرح سے برق پاشیدگی ہو جاتی ہے:

$$CH_3COONa(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$$

اس طرح بننے والا CH_3COO^- پانی میں آب پاشیدہ ہو کر ایسیٹک ایسڈ اور OH^- دیتا ہے۔

$$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$$

ایسیٹک ایسڈ (CH_3COONa) ایک کمزور تیزاب ہونے کی وجہ سے $(K_a = 1.8 \times 10^{-5})$ محلول میں عام طور پر غیر آیونائز رہتا ہے۔ اس کی وجہ سے محلول میں OH^- کا ارتکاز بڑھ جاتا ہے اور محلول اساسی ہوجاتا ہے۔ ایسے محلول کی pH 7 سے زیادہ ہوتی ہے۔

اسی طرح کمزور اساس NH_4OH اور قوی تیزاب HCl سے بننے والا نمک NH_4Cl پانی میں پوری طرح افتراق ہو جاتا ہے۔

$$NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$$

بننے والے NH_4^+ پانی کے ساتھ آب پاشیدگی کے بعد NH_4Cl اور H^+ آین دیتے ہیں

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4OH(aq) + H^+(aq)$$

امونیم ہائڈرا کسائڈ ایک کمزور اساس ہے $(K_b = 1.77 \times 10^{-5})$ اور اسی لیے پانی میں تقریباً غیر آیونائز ہی رہتا ہے۔ اس کی وجہ سے محلول میں H^+ کا ارتکاز ہو جاتا ہے جو محلول کو تیزابی بناتا ہے۔ لہٰذا NH_4Cl کے آبی محلول کی pH 7 سے کم ہوتی ہے۔

کمزور تیزاب CH_3COOH اور کمزور اساس سے بننے والے نمک CH_3COONH_4 کی مثال دیکھیے۔ بننے والے آینوں میں مندرجہ ذیل طریقے سے آب پاشیدگی ہوتی ہے:

$$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$$

CH_3COOH اور NH_4OH بھی جزوی افتراقی شکل میں پائے جاتے ہیں۔

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

تفصیلی تحسیب میں جائے بغیر ہی یہ کہا جا سکتا ہے کہ آب پاشیدگی کی ڈگری محلول کے ارتکاز سے آزاد ہوتی ہے اور ایسے محلول کی pH ان کی pK قیمتوں کے ذریعے متعین کی جاتی ہے۔

$$pH = 7 + ½ (pK_a - pK_b) \qquad (7.38)$$

اگر فرق مثبت ہے تو محلول کی pH 7 سے زیادہ ہو سکتی ہے اور اگر فرق منفی ہے تو pH 7 سے کم ہوگی۔

مسئلہ 7.25

ایسیٹک ایسڈ کی pK_a اور امونیم ہائڈروآکسائڈ کی pK_b بالترتیب 4.76 اور 4.75 ہیں۔ امونیم ایسیٹیٹ محلول کی pH معلوم کیجیے:

حل

$$pH = 7 + ½ [pK_a - pK_b]$$
$$= 7 + ½ [4.76 - 4.75]$$
$$= 7 + ½ [0.01] = 7 + 0.005 = 7.005$$

7.12 حاجب محلول (Buffer Solution)

بہت سے جسمانی سیالوں، جیسے خون اور پیشاب وغیرہ کی مخصوص pH ہوتی ہے اور ان کی pH میں کوئی تبدیلی جسم کی خراب کارکردگی کا مظہر ہوتی ہے۔ بہت سے کیمیائی اور حیاتیاتی کیمیائی اعمال میں pH پر قابو رکھنا بھی بہت اہم ہوتا ہے۔ بہت سی میڈیکل اور کاسمیٹک مصنوعات کی تیاریوں میں بھی ایک مخصوص pH رکھنے کی ضرورت ہوتی ہے۔ **ایسے محلول جو ڈائی لیوٹ کرنے یا تھوڑی سی مقدار میں تیزاب یا اساس ملانے پر pH میں تبدیلی کے تئیں مزاحمت رکھتے ہیں حاجب محلول (Buffer Solution)** کہلاتے ہیں۔ معلوم شدہ pH کے حاجب محلول کی تیاری تیزاب کی pK_a اور اساس کے pK_b کے علم کی بنیاد پر اور نمک اور تیزاب یا نمک اور اساس کے تناسب کو کنٹرول کر کے کی جا سکتی ہے۔ ایسیٹک ایسڈ اور سوڈیم ایسیٹیٹ کا آمیزہ 4.75 pH کے قریب ایک حاجب محلول

کی طرح کام کرتا ہے اور امونیم کلورائڈ اور امونیم ہائڈروآکسائڈ کا آمیزہ pH 9.25 پر حاجب کی طرح کام کرتا ہے۔ اعلیٰ جماعتوں میں آپ حاجب محلولوں کے بارے میں زیادہ معلومات حاصل کریں گے۔

7.13 معمولی حل پذیر نمکوں کے حل پذیری مستقلے (Solubility Equilibria Of Sparingly Soluble Salts)

ہم یہ پہلے سے ہی جانتے ہیں کہ آینی ٹھوس کی پانی میں حل پذیری کافی حد تک تغیر پذیر ہے۔ ان میں سے کچھ (جیسے کیلشیم کلورائڈ) اتنے حل پذیر ہوتے ہیں کہ وہ فطرتاً ہائیگروسکوپک (Hygroscopic) ہوتے ہیں یہاں تک کہ فضا سے ابخرات جذب کر لیتے ہیں۔ دیگر (جیسے کہ لیتھیم فلورائڈ) کی حل پذیری اتنی کم ہوتی ہے کہ ان کو عام طور پر غیر حل پذیر کہا جاتا ہے حل پذیری بہت سے عوامل پر منحصر ہوتی ہے ان میں سے اہم نمک کی لیٹس اینتھالپی اور محلول میں آینوں کی سالویشن کی اینتھالپی ہوتی ہے۔ ایک نمک کو محلل میں حل ہونے کے لیے اس کے آینوں کے درمیان قوت کشش (لیٹس اینتھالپی) پر آین محلل باہمی عمل کا غالب آنا لازمی ہے آینوں کی سالویشن اینتھالپی کو ہمیشہ سالویشن اصطلاح میں بیان کیا جاتا ہے جو ہمیشہ منفی ہوتی ہے یعنی سالویشن انتھالپی کی مقدار ہمیشہ محلل کی فطرت پر منحصر ہوتی ہے۔ غیر قطبی (شریک گرفت) محلل میں سالیوشن اینتھالپی کم ہوتی ہے لہٰذا نمک کی لیٹس اینتھالپی کو مغلوب کرنے کے لیے کافی نہیں ہوتی نتیجتاً نمک غیر قطبی محلل میں حل نہیں ہوتے۔ ایک عموی قاعدے کے طور پر کسی نمک کے کسی مخصوص محلل میں حل پذیر ہونے کے لیے اس کی سالیوشن اینتھالپی اس کی لیٹس اینتھالپی سے زیادہ ہونی چاہیے تا کہ آخرالذکر اوّل الذکر کے ذریعہ مغلوب کی جا سکے۔ ہر نمک کی اپنی مخصوص حل پذیری ہوتی ہے جس کا انحصار درجہ حرارت پر ہوتا ہے۔ ہم نمکیات کو ان کی حل پذیری کی بنیاد پر مندرجہ ذیل تین جماعتوں میں تقسیم کرتے ہیں۔

جماعت I	حل پذیر	0.1M<حل پذیری
جماعت II	کم حل پذیر	0.01M< حل پذیری <0.1M
جماعت III	معمولی حل پذیر	<0.01M حل پذیر

اب ہم معمولی حل پذیر آینی نمک اور اس کے سیر شدہ آبی محلول کے درمیان توازن کا مطالعہ کریں گے۔

7.13.1 حل پذیری ما حصل مستقلہ (Solubility Product Constant)

آیے اب ہم ایک ٹھوس جیسے کہ بیریم سلفیٹ کا اس کے سیر شدہ آبی محلول سے تعلق کا مطالعہ کریں گے۔ غیر حل شدہ ٹھوس اور سیر شدہ محلول میں آین کے درمیان توازن کو مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ ظاہر کیا جا سکتا ہے:

$$BaSO_4(s) \underset{\text{محلول}}{\overset{\text{سیر شدہ}}{\rightleftharpoons}} Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq),$$

توازن مستقلہ مندرجہ ذیل مساوات سے ظاہر کر سکتے ہیں:

$$K = \{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]\} / [BaSO_4]$$

خالص ٹھوس مادوں کے لیے ارتکاز مستقل رہتے ہیں لہٰذا ہم لکھ سکتے ہیں۔

$$K_{sp} = K[BaSO_4] = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] \quad (7.39)$$

ہم K_{sp} کو حل پذیر ما حصل مستقلہ (Solublity Product Constant) یا صرف حل پذیری ماحصل (Solublity Product) کہتے ہیں۔ مندرجہ بالا مساوات میں 298 K پر K_{sp} کی تجرباتی قیمت 1.1×10^{-10} ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ ٹھوس بیریم سلفیٹ کے لیے اپنے سیر شدہ محلول کے ساتھ توازن میں ہونے کے لیے بیریم اور سلفیٹ آینوں کے ارتکاز کے ما حصل اس کے حل پذیر ما حصل مستقلہ کے برابر ہوتے ہیں۔ دونوں آینوں کے ارتکاز بیریم سلفیٹ کی مولر حل پذیری کے برابر ہوں گے۔ اگر مولر حل پذیری 'S' ہے تو

$$1.1 \times 10^{-10} = (S)(S) = S^2$$

یا

$$S = 1.05 \times 10^{-5}$$

لہٰذا بیریم سلفیٹ کی مولر حل پذیری 1.05×10^{-5} mol L^{-1} کے برابر ہوگی۔

ایک نمک افتراق کے بعد دو یا دو سے زیادہ این آین اور کیٹ آین دے سکتا ہے جن کے چارج مختلف ہوتے ہیں۔ مثال کے طور پر ایک نمک جیسے زر کو نیم فاسفیٹ پر غور کیجیے جس کا سالماتی ضابطہ $(Zr^{4+})_3(PO_4^{3-})_4$ پر غور کیجیے۔ اس کا افتراق تین زرکونیم آینوں میں ہوتا ہے جن پر +4 چارج ہے اور چار فاسفیٹ آین جن پر 3– چارج ہوتا

ہے۔ اگر زرکونیم فاسفیٹ کی مولر حل پذیری S ہو تو مرکب کی تناسب پیمائی سے یہ دیکھا جا سکتا ہے

ہے کہ $[Zr^{4+}] = 3S$ اور $[PO_4^{3-}] = 4S$

اور $K_{sp} = (3S)^3\ (4S)^4 = 6912\ (S)^7$

یا $S = \{K_{sp}\ /\ (3^3\ \times 4^4)\}^{1/7} = (K_{sp}\ /\ 6912)^{1/7}$

ایک ٹھوس نمک جس کا عام ضابطہ $M_x^{p+} X_y^{q-}$ اور مولر حل پذیری S ہے اپنے سیر شدہ محلول کے ساتھ توازن میں ہوتا ہے۔ اسے مندرجہ ذیل مساوات کے ذریعہ ظاہر کیا جا سکتا ہے:

$$M_xX_y(s)\ \ xM^{p+}(aq) + yX^{q-}\ (aq)$$

$$(x \times p^+ = y \times q^-)$$

اور اس کا حل پذیری ماحصل مستقلہ اس طرح دیا جا سکتا ہے:

$$K_{sp} = [M^{p+}]^x [X^{q-}]^y = (xS)^x (yS)^y \qquad (7.40)$$

$$= x^x\ .\ y^y\ .\ S^{(x+y)}$$

$$S^{(x+y)} = K_{sp}\ /\ x^x\ .\ y^y$$

$$S = (K_{sp}\ /\ x^x\ .\ y^y)^{1\ /\ x+y} \qquad (7.41)$$

مساوات میں اصطلاح K_{sp} کو Q_{sp} سے ظاہر کیا جاتا ہے (سیکشن 7.6.2) جب ایک یا دو انواع کا ارتکاز توازن کے دوران کا ارتکاز نہ ہو۔ ظاہر ہے کہ توازن کی حالت میں $K_{sp} = Q_{sp}$ لیکن دوسری صورت میں یہ ترسیب (Precipitation) یا افتراق کے عمل کو سمت عطا کرتی ہے۔ بہت سے عام نمکوں کے حل پذیری ماحصل مستقلے 298 K پر جدول 7.9 میں دیے گئے ہیں۔

مسئلہ 7.26

خالص پانی میں A_2X_3 کی حل پذیری معلوم کیجیے، یہ مانتے ہوئے کہ دونوں قسم کے آین پانی سے تعامل نہیں کرتے A_2X_3 کا حل پذیری مستقلہ $K_{sp} = 1.1 \times 10^{-23}$ ہے۔

حل

$$A_2X_3 \rightarrow 2A^{3+} + 3X^{2-}$$

$$K_{sp} = [A^{3+}]^2\ [X^{2-}]^3 = 1.1 \times 10^{-23}$$

اگر $A_2X_3 = S$ کی حل پذیری ہو تو:

لہٰذا $K_{sp} = (2S)^2 (3S)^3 = 108S^5 = 1.1 \times 10^{-23}$

جدول 7.9 298 K پر کچھ عام آینی نمکوں کے حل پذیری ماحصل مستقلے K_{sp}

نمک کا نام	ضابطہ	K_{sp}
Silver Bromide	$AgBr$	5.0×10^{-13}
Silver Carbonate	Ag_2CO_3	8.1×10^{-12}
Silver Chromate	Ag_2CrO_4	1.1×10^{-12}
Silver Chloride	$AgCl$	1.8×10^{-10}
Silver Iodide	AgI	8.3×10^{-17}
Silver Sulphate	Ag_2SO_4	1.4×10^{-5}
Aluminium Hydroxide	$Al(OH)_3$	1.3×10^{-33}
Barium Chromate	$BaCrO_4$	1.2×10^{-10}
Barium Fluoride	BaF_2	1.0×10^{-6}
Barium Sulphate	$BaSO_4$	1.1×10^{-10}
Calcium Carbonate	$CaCO_3$	2.8×10^{-9}
Calcium Fluoride	CaF_2	5.3×10^{-9}
Calcium Hydroxide	$Ca(OH)_2$	5.5×10^{-6}
Calcium Oxalate	CaC_2O_4	4.0×10^{-9}
Calcium Sulphate	$CaSO_4$	9.1×10^{-6}
Cadmium Hydroxide	$Cd(OH)_2$	2.5×10^{-14}
Cadmium Sulphide	CdS	8.0×10^{-27}
Chromic Hydroxide	$Cr(OH)_3$	6.3×10^{-31}
Cuprous Bromide	$CuBr$	5.3×10^{-9}
Cupric Carbonate	$CuCO_3$	1.4×10^{-10}
Cuprous Chloride	$CuCl$	1.7×10^{-6}
Cupric Hydroxide	$Cu(OH)_2$	2.2×10^{-20}
Cuprous Iodide	CuI	1.1×10^{-12}
Cupric Sulphide	CuS	6.3×10^{-36}
Ferrous Carbonate	$FeCO_3$	3.2×10^{-11}
Ferrous Hydroxide	$Fe(OH)_2$	8.0×10^{-16}
Ferric Hydroxide	$Fe(OH)_3$	1.0×10^{-38}
Ferrous Sulphide	FeS	6.3×10^{-18}
Mercurous Bromide	Hg_2Br_2	5.6×10^{-23}
Mercurous Chloride	Hg_2Cl_2	1.3×10^{-18}
Mercurous Iodide	Hg_2I_2	4.5×10^{-29}
Mercurous Sulphate	Hg_2SO_4	7.4×10^{-7}
Mercuric Sulphide	HgS	4.0×10^{-53}
Magnesium Carbonate	$MgCO_3$	3.5×10^{-8}
Magnesium Fluoride	MgF_2	6.5×10^{-9}
Magnesium Hydroxide	$Mg(OH)_2$	1.8×10^{-11}
Magnesium Oxalate	MgC_2O_4	7.0×10^{-7}
Manganese Carbonate	$MnCO_3$	1.8×10^{-11}
Manganese Sulphide	MnS	2.5×10^{-13}
Nickel Hydroxide	$Ni(OH)_2$	2.0×10^{-15}
Nickel Sulphide	NiS	4.7×10^{-5}
Lead Bromide	$PbBr_2$	4.0×10^{-5}
Lead Carbonate	$PbCO_3$	7.4×10^{-14}
Lead Chloride	$PbCl_2$	1.6×10^{-5}
Lead Fluoride	PbF_2	7.7×10^{-8}
Lead Hydroxide	$Pb(OH)_2$	1.2×10^{-15}
Lead Iodide	PbI_2	7.1×10^{-9}
Lead Sulphate	$PbSO_4$	1.6×10^{-8}
Lead Sulphide	PbS	8.0×10^{-28}
Stannous Hydroxide	$Sn(OH)_2$	1.4×10^{-28}
Stannous Sulphide	SnS	1.0×10^{-25}
Strontium Carbonate	$SrCO_3$	1.1×10^{-10}
Strontium Fluoride	SrF_2	2.5×10^{-9}
Strontium Sulphate	$SrSO_4$	3.2×10^{-7}
Thallous Bromide	$TlBr$	3.4×10^{-6}
Thallous Chloride	$TlCl$	1.7×10^{-4}
Thallous Iodide	TlI	6.5×10^{-8}
Zinc Carbonate	$ZnCO_3$	1.4×10^{-11}
Zinc Hydroxide	$Zn(OH)_2$	1.0×10^{-15}
Zinc Sulphide	ZnS	1.6×10^{-24}

اس طرح $S^5 = 1 \times 10^{-25}$

$S = 1.0 \times 10^{-5}$ mol/L

مسئلہ 7.27

دو معمولی حل پذیر نمک $Ni(OH)_2$ اور AgCN کی K_{sp} قدریں بالترتیب 2.0×10^{-15} اور 6×10^{-17} ہیں۔ کون سا نمک زیادہ حل پذیر ہے۔

حل

$$AgCN \rightleftharpoons Ag^+ + CN^-$$

$$K_{sp} = [Ag^+][CN^-] = 6 \times 10^{-17}$$

$$Ni(OH)_2 \quad Ni^{2+} + 2OH^-$$

$$K_{sp} = [Ni^{2+}][OH^-]^2 = 2 \times 10^{-15}$$

مان لیجیے $[Ag^+] = S_1$

تو $[CN^-] = S_1$

مان لیجیے $[Ni^{2+}] = S_2$

تو $[OH^-] = 2S_2$

$S_1^2 = 6 \times 10^{-17}$, $S_1 = 7.8 \times 10^{-9}$

$(S_2)(2S_2)^2 = 2 \times 10^{-15}$, $S_2 = 0.58 \times 10^{-4}$

$Ni(OH)_2$ نمک AgCN کے مقابلے سے زیادہ حل پذیر ہے۔

7.13.2 آینی نمکوں کی حل پذیری پر مشترک آین اثر (Common Ion Effect on Solubility of Ionic Salts)

لی چیٹلیئر کے اصول سے یہ متوقع ہے کہ اگر ہم کسی ایک آین کے ارتکاز کو بڑھا دیں تو اسے اپنے مخالف آین سے اتحاد کرنا چاہیے اور اس وقت تک کچھ نمک کا رسوب بنے گا جب تک کہ $K_{sp} = Q_{sp}$ نہیں ہو جاتا اس طرح اگر کسی آین کا ارتکاز کم ہوگا تو زیادہ نمک گھلے گا تا کہ دونوں آینوں کے ارتکاز بڑھ جائیں جب تک کہ دوبارہ $K_{sp} = Q_{sp}$ نہ ہو جائے۔ یہ حل پذیر نمکوں جیسے کہ سوڈیم کلورائڈ کے لیے بھی قابل عمل ہے سوائے اس کے کہ آینوں کے زیادہ ارتکاز کی وجہ سے ہم Q_{sp} کے اظہار کے لیے ان کی مولاریت کے بجائے ان کی ایکٹوٹی کا استعمال کرتے ہیں۔ اس طرح اگر ہم سوڈیم کلورائڈ کا سیر شدہ محلول لیں اور اس میں سے HCl گیس گزاریں، تو HCl کے افتراق سے دستیاب ہونے والے کلورائڈ آین کا ارتکاز (ایکٹویٹی) بڑھنے کی وجہ سے سوڈیم کلورائڈ کا رسوب ہوگا۔ اس طرح حاصل ہونے والا سوڈیم کلورائڈ بہت زیادہ خالص ہوگا اور ہمیں سوڈیم اور میگنیشیم سلفیٹ جیسی ملاوٹوں سے نجات ملے گی۔ مشترک آین اثر کا استعمال کسی خاص آین کے تقریباً مکمل رسوب کے لیے اس کے معمولی حل پذیر نمک کی طرح، حل پذیری ماحصل کی بہت کم قدر کے ساتھ گریویمیٹرک تخمینہ (Gravimetric Estimation) کے لیے بھی کیا جاتا ہے۔ اس طرح ہم سلور آین کو سلور کلورائڈ کی طرح فیرک آین کو اس کے ہائڈرو آکسائڈ (اور آبیدہ فیرک آکسائڈ) کی طرح اور بیریم کو اس کے سلفیٹ کی طرح مقداری تخمینوں کے لیے رسوب کر سکتے ہیں۔

مسئلہ 7.28

0.10 M NaOH میں $Ni(OH)_2$ کی مولر حل پذیری معلوم کیجیے $Ni(OH)_2$ کا آینی ماحصل 2.0×10^{-15} ہے۔

حل

مان لیجیے $Ni(OH)_2$ کی حل پذیری S ہے $Ni(OH)_2$ کے S mol/L کا افتراق Ni^{2+} کے S mol/L اور OH^- کے 2S mol/L فراہم کرتا ہے، لیکن OH^- کا کل ارتکاز 0.10 mol/L کیونکہ محلول میں پہلے سے ہی NaOH 0.10 mol/L OH^- موجود ہے۔

$$K_{sp} = 2.0 \times 10^{-15} = [Ni^{2+}][OH^-]^2$$

$$= (S)(0.10 + 2S)^2$$

چونکہ K_{sp} چھوٹا ہے $2S << 0.10$

لہٰذا، $(0.10 + 2S) \approx 0.10$

اس لیے،

$$2.0 \times 10^{-15} = S\,(0.10)^2$$

$$S = 2.0 \times 10^{-13}\ M = [Ni^{2+}]$$

کمزور تیزاب جیسے کہ فاسفیٹ کے نمکوں کی حل پذیری کم pH پر بڑھ جاتی ہے یہ اس لیے کہ کم pH پر این آین کا ارتکاز اس کے پروٹونیشن (Protonation) کے سبب کم ہو جاتا ہے۔ یہ بدلے میں نمک کی

حل پذیری کو بڑھا دیتا ہے، اس طرح کہ $K_{sp} = Q_{sp}$ ہمیں ایک ساتھ دو توازنوں کو مطمئن کرنا پڑتا ہے۔ یعنی،

$$K_{sp} = [M^+][X^-]$$

$$HX(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + X^-(aq);$$

$$K_a = \frac{[H^+(aq)][X^-(aq)]}{[HX(aq)]}$$

$$[X^-]/[HX] = Ka/[H^+]$$

دونوں سمتوں کا مقلوب لیتے ہوئے اور 1 کا اضافہ کر کے ہمیں ملتا ہے:

$$\frac{[HX]}{[X]} + 1 = \frac{[H^+]}{K_a} + 1$$

$$\frac{[HX]+[H^-]}{[X^-]} = \frac{[H^+]+K_a}{K_a}$$

پھر دوبارہ مقلوب لیتے ہوئے ہمیں حاصل ہوتا ہے۔

$$[X^-]/\{[X^-]+[HX]\} = f = K_a/(K_a + [H^+])$$

اور یہ دیکھا جا سکتا ہے کہ pH کے گھٹنے کے ساتھ ساتھ f گھٹتا ہے۔
اگر کسی دی ہوئی pH پر نمک کی حل پذیری S ہے تو:

$$K_{sp} = [S]\,[f\,S] = S^2\ \{K_a\ /\ (K_a + [H^+])\}$$

اور $$S = \{K_{sp}\ ([H^+] + K_a\ )\ /\ K_a\ \}^{1/2} \qquad (7.42)$$

لہٰذا $[H^+]$ کے بڑھنے یا pH کے گھٹنے کے ساتھ حل پذیری S بڑھتی ہے۔

خلاصہ

جب رقیق کو چھوڑ کر بخارات میں جانے والے سالمات کی تعداد بخارات سے واپس رقیق میں آنے والے سالمات کی تعداد برابر ہو جاتی ہے تو توازن قائم ہوتا ہے جو فطرتاً حرکی ہوتا ہے۔ توازن طبیعی اور کیمیائی دونوں اعمال کے لیے قائم کیا جا سکتا ہے اور اس مقام پر پیش رفت اور پشت رفت تعامل کی شرح برابر ہوتی ہے۔ **توازن مستقلہ**، K_c ماحصل کے ارتکاز کو متعامل کے ارتکاز سے تقسیم کر کے ظاہر کرتے ہیں۔ ہر ایک رکن پر اس کے تناسب پیا ضربیہ کی قوت لگائی جاتی ہے۔

تعامل $a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$ کے لیے

$$K_c = [C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b$$

ایک معین درجہ حرارت پر توازن مستقلہ کی قیمت مستقل ہوتی ہے اور اس اسٹیج پر تمام میکرواسکوپک خصوصیات جیسے کہ ارتکاز، دباؤ وغیرہ مستقل ہو جاتی ہیں۔ گیس تعامل کے لیے توازن مستقلہ K_p سے ظاہر کیا جاتا ہے اور اسے لکھنے کے K_c میں ارتکاز کو جزوی دباؤ سے تبدیل کر دیا جاتا ہے۔ تعامل کی سمت کی پیشین گوئی تعامل خارج قسمت Q_c کے ذریعہ ظاہر کی جاتی ہے جو توازن کے وقت K_c کے برابر ہوتی ہے۔ **لی چیٹلیئر اصول** بتاتا ہے کہ کسی عوامل جیسے کہ درجہ حرارت، دباؤ، ارتکاز وغیرہ میں تبدیلی توازن کو اس سمت موڑ دے گی جدھر اس تبدیلی کے اثر کو کم یا معتدل کیا جا سکے۔ اسے مختلف عوامل جیسے کہ درجہ حرارت، ارتکاز، وسیط اور غیر عامل گیسوں کے توازن کی سمت پر اثرات کا مطالعہ کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے تا کہ ان عوامل پر قابو پا کر ماحصل کی پیداوار کو کنٹرول کیا جا سکے۔ وسیط کسی تعامل آمیزے کی توازنی ترکیب کو متاثر نہیں کرتا لیکن متعامل کی ماحصل میں تبدیلی کے لیے کم توانائی کے راستے فراہم کر کے تعامل کی شرح کو بڑھا یا گھٹا سکتے ہیں۔

وہ تمام اشیا جو آبی محلول میں بجلی کا ایصال کرتی ہیں **الیکٹرولائٹ** کہلاتی ہیں تیزاب، اساس اور نمک الیکٹرولائٹ ہیں اور آبی محلول میں الیکٹرولائٹ کے **افتراق یا آیونائیزیشن** سے کیٹ آین اور این آین پیدا ہونے کی وجہ سے یہ اپنے آبی محلولوں میں بجلی کا ایصال کرتے ہیں۔ قوی الیکٹرولائٹ مکمل طور پر افتراق کرتے ہیں۔ کمزور الیکٹرولائٹ میں آینوں اور غیر آین شدہ الیکٹرولائٹ سالموں کے درمیان ایک توازن پایا جاتا ہے۔ **آرہینیس** کے مطابق **تیزاب** اپنے آبی محلول میں ہائڈروجن آین دیتے ہیں اور اساس ہائڈروکسل آین دیتے ہیں۔ دوسری طرف **برونسٹڈ لاری** نے تیزاب کو پروٹان معطی (Donor) اور اساس کو پروٹان قبول کار (Accepter) بتایا ہے۔ جب برونسٹڈ لاری تیزاب کسی اساس سے تعامل کرتا ہے تو وہ اس کا جفتی تیزاب بناتا ہے اور تیزاب سے تعامل کر کے اس کا جفتی اساس بناتا ہے۔ اس طرح ایک **تیزاب اساس کے جفتی جوڑے** میں صرف ایک پروٹان کا فرق ہوتا ہے۔ **لیوئس** نے تیزاب کی تعریف کو مزید عمومی بناتے ہوئے اسے ایک الیکٹران کے جوڑے کو

قبول کرنے والا اور اساس کو ایک الیکٹران جوڑا فراہم کرنے والا بتایا ہے۔ کمزور تیزابوں کے آیونائزیشن (توازن) **مستقلے** (K_a) اور کمزور اساس کے توازن مستقلہ (K_b) کی عبارت کو تیار کرنے کے لیے آرہینیس کی تعریف استعمال کی گئی ہے۔ آیونائزیشن کی ڈگری اور ارتکاز پر اس کا انحصار اور مشترک آین پر بحث کی گئی ہے۔ ہائڈروجن آین کے ارتکاز (ایکٹویٹی) $[H^+]$ کے لیے pH **پیمانے** $(pH = -\log[H^+])$ کو متعارف کرایا گیا ہے اور پھر دوسری مقداروں، $(pOH = -\log[OH^-])$ ؛ $pK_a = -\log[K_a]$ ؛ $pK_b = -\log[K_b]$ اور $pK_w = -\log[K_w]$ کے لیے اس کی توسیع کی گئی ہے۔ پانی کے آیونائزیشن پر غور کیا گیا اور ہم نے دیکھا کہ مساوات $pH + pOH = pK_w$ ہمیشہ ہی مطمئن ہوتی ہے۔ قوی تیزاب اور کمزور اساس، کمزور تیزاب اور قوی اساس اور کمزور تیزاب اور کمزور اساس کے نمک پانی میں آب پاشیدگی کے بعد آبی محلول بناتے ہیں۔ **حاجب محلول** کی تعریف اور اس کی اہمیت پر مختصراً بحث کی گئی ہے۔ معمولی حل پذیر نمکوں کے حل پذیری توازن پر بحث ہوئی ہے اور توازن مستقلہ کو **حل پذیری ماحصل مستقلہ** (K_{sp}) کی طرح متعارف کیا گیا ہے۔ نمک کی حل پذیری سے اس کے تعلق کو قائم کیا گیا ہے۔ نمک کی ان کے محلولوں سے ترسیب کے حالات یا پانی میں ان کے افتراق پر بحث کی گئی ہے۔ مشترک آین کے کردار اور معمولی حل پذیر نمکوں کی حل پذیری پر بھی بحث ہوئی ہے۔

طلباء کے لیے اس باب سے متعلق چند مجوزہ سرگرمیاں

(a) مختلف پھلوں اور سبزیوں کے تازہ رس، سوفٹ ڈرنک، جسمانی سیال اور دستیاب پانی کے نمونوں کی pH معلوم کرنے کے لیے طالب علم pH کاغذ کا استعمال کر سکتے ہیں۔

(b) pH کاغذ کا استعمال مختلف نمکوں کے محلولوں کی pH معلوم کرنے کے لیے بھی کیا جا سکتا ہے جس کی مدد سے وہ یہ معلوم کر سکتے ہیں کہ آیا وہ قوی/کمزور تیزاب یا اساس ہیں۔

(c) طلبا سوڈیم ایسی ٹیٹ اور ایسیٹک ایسڈ کے محلولوں کو ملا کر حاجب محلول تیار کر سکتے ہیں پھر pH کاغذ کا استعمال کر کے اس کی pH معلوم کر سکتے ہیں۔

(d) انہیں کچھ انڈیکیٹر دیے جا سکتے ہیں تا کہ وہ مختلف pH کے محلولوں میں ان کے رنگوں کا مشاہدہ کر سکیں۔

(e) طالب علم انڈیکیٹر کا استعمال کر کے کچھ تیزاب اساس ٹائٹریشن کر سکتے ہیں۔

(f) معمولی حل پذیر نمکوں کی حل پذیری پر مشترک آین اثر کا مطالعہ کر سکتے ہیں۔

(g) اگر اسکول میں pH میٹر دستیاب ہے تو وہ اس کی مدد سے محلول کی pH معلوم کر سکتے ہیں اور اس کا مقابلہ pH کاغذ کی مدد سے معلوم کی گئی pH سے کر سکتے ہیں۔

مشقیں

7.1 ایک مستقل درجہ حرارت پر سیل بند برتن میں ایک رقیق اپنے بخارات کے ساتھ توازن میں ہے برتن کا حجم اچانک بڑھ جاتا ہے۔

(a) بخاراتی دباؤ پر اس تبدیلی کا ابتدائی اثر کیا ہوگا؟

(b) ابتدا میں تبخیر اور تکثیف کی شرح میں کیا تبدیلی آئے گی؟

(c) آخر کار جب توازن قائم ہو جائے گا تو کیا ہوگا اور آخری بخاراتی دباؤ کیا ہوگا؟

7.2 مندرجہ ذیل توازن کے لیے K_c کیا ہوگا جبکہ ہر ایک شے کے توازن ارتکاز اس طرح ہیں:

$[SO_3] = 1.90M \quad ([SO_2] = 0.60M, [O_2] = 0.82M$

$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g))$

7.3 ایک مخصوص درجہ حرارت اور 10^5Pa کے کل دباؤ پر آیوڈین کے بخارات حجم کے اعتبار سے 1 فضائی دباؤ کا 40% ہیں۔

$$I_2\ (g) \rightleftharpoons 2I\ (g)$$

توازن کے لیے K_p کی قیمت معلوم کیجیے۔

7.4 مندرجہ ذیل ہر ایک تعامل کے لیے توازن مستقلہ K_c کی علامت لکھئے۔

(i) $2NOCl\ (g) \rightleftharpoons 2NO\ (g) + Cl_2\ (g)$

(ii) $2Cu(NO_3)_2\ (s)\ \ 2CuO\ (s) + 4NO_2\ (g) + O_2\ (g)$

(iii) $CH_3COOC_2H5(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH\ (aq) + C_2H_5OH\ (aq)$

(iv) $Fe^{3+}\ (aq) + 3OH^-\ (aq)\ \ Fe(OH)_3\ (s)$

(v) $I_2\ (s) + 5F_2 \rightleftharpoons 2IF_5$

7.5 K_p کی مدد سے مندرجہ ذیل ہر ایک توازن کے لیے K_c کی قیمت معلوم کیجیے۔

(i) $2NOCl\ (g) \rightleftharpoons 2NO\ (g) + Cl_2\ (g);\ K_p = 1.8 \times 10^{-2}$ at 500 K

(ii) $CaCO_3\ (s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g);\ K_p = 167$ at 1073 K

7.6 مندرجہ ذیل تعامل کے لیے 1000 K پر $K_c = 6.3 \times 10^{14}$ ہے

$$NO\ (g) + O_3\ (g) \rightleftharpoons NO_2\ (g) + O_2\ (g)$$

توازن میں پیش رفت اور پشت رفت دونوں تعاملات عنصری دو سالمی تعاملات ہیں۔ پشت رفت تعامل کے لیے K_c کیا ہوگا۔

7.7 خالص ٹھوس اور رقیق کو توازن مستقلہ کی عبارت لکھتے وقت کیوں نظر انداز کرتے ہیں؟

7.8 N_2 اور O_2 کے درمیان متعامل مندرجہ ذیل کے مطابق ہوتا ہے:

$$2N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2N_2O\ (g)$$

اگر N_2 کے 0.482 مول اور O_2 کے 0.933 مولوں کا آمیزہ 10L کے تعاملی برتن میں رکھا جاتا ہے اور اس درجہ حرارت پر جہاں $K_C = 2.0 \times 10^{-37}$ ہے، N_2O بننے دیا جاتا ہے تو توازن آمیزے کی ترکیب کا تعین کیجیے۔

7.9 مندرجہ ذیل تعامل کے مطابق نائٹرک آکسائڈ Br_2 سے تعامل کر کے نائٹروسل برومائیڈ دیتا ہے۔

$$2N_2\ (g) + O_2\ (g) \rightleftharpoons 2N_2O\ (g)$$

جب ایک مستقل درجہ حرارت پر بند برتن میں NO کے 0.087 mol اور Br_2 کے 0.0437 mol ملائے جاتے ہیں تو NO Br کے 0.0518 mol حاصل ہوتے ہیں۔ NO اور Br_2 کی توازنی مقداریں معلوم کیجیے

7.10 450K پر توازن کے وقت دیے گئے تعامل کا $K_p = 2.0 \times 10^{10}/bar$ ہے۔

اس درجہ حرارت پر K_c کیا ہوگا؟

7.11 0.2 atm کے دباؤ پر ایک فلاسک میں HI(g) کا ایک نمونہ رکھا گیا ہے توازن کے وقت HI کا جزوی دباؤ 0.04 atm ہے۔ دیے گئے توازن کے لیے K_p کیا ہوگا؟

$$2HI\ (g) \rightleftharpoons H_2\ (g) + I_2\ (g)$$

7.12 500K پر 20L کے ایک تعاملی برتن میں N_2 کے 1.57mol ، H_2 کے 1.92 مول اور NH_3 کے 8.13 mol آمیزے کو داخل کیا گیا۔ اس درجہ حرارت پر تعامل $N_2 (g) + 3H_2 (g) \rightleftharpoons 2NH_3 (g)$ کا K_C 1.7×10^2 ہے۔ کیا تعامل آمیزہ توازن میں ہے؟ اگر نہیں تو کل تعامل کی سمت کیا ہوگی؟

7.13 ایک گیس تعامل کے لیے توازن مستقلہ کی علامت اس طرح دی گئی ہے:

$$K_c = \frac{[NH_3]^4[O_2]^5}{[NO]^4[H_2O]^6}$$

اس عبارت کے لیے متوازن کیمیاوی مساوات لکھئے

7.14 10 L کے ایک برتن میں H_2O کا ایک مول اور ایک مول CO لیے گئے اور 725K تک گرم کیے گئے۔ توازن پر 40% پانی (کمیت کے اعتبار سے) CO سے مندرجہ ذیل مساوات کے مطابق تعامل کرتا ہے۔

$$H_2O (g) + CO (g) \rightleftharpoons H_2 (g) + CO_2 (g)$$

تعامل کے لیے توازن مستقلہ معلوم کیجیے۔

7.15 700 K پر تعامل $H_2 (g) + I_2 (g) \rightleftharpoons 2HI (g)$ کے لیے توازن مستقلہ 54.8 ہے اگر 700K پر توازن کے وقت HI(g) کے 0.5 mol L^{-1} موجود ہیں تو $H_2(g)$ اور $I_2(g)$ کے ارتکاز کیا ہوں گے؟ یہ مانتے ہوئے کہ ہم نے تعامل کی شروعات HI(g) سے کی ہے اور اسے 700K پر توازن پر پہنچنے دیا جاتا ہے۔

7.16 توازن $2ICl (g) \rightleftharpoons I_2 (g) + Cl_2 (g); \ K_c = 0.14$ میں ہر ایک شے کے توازن ارتکاز کیا ہوں گے جبکہ ICl کا ابتدائی ارتکاز 0.78 M تھا۔

7.17 مندرجہ ذیل توازن کے لیے 899 K پر K_p کی قدر 0.04atm ہے۔ C_2H_6 کا توازن ارتکاز کیا ہوگا جب وہ 4.0atm پر ایک فلاسک میں رکھی جائے اور توازن تک پہنچ سکے۔

$$C_2H_6 (g) \rightleftharpoons C_2H_4 (g) + H_2 (g)$$

7.18 ایتھنال اور ایسیٹک ایسڈ کے درمیان تعامل سے ایتھائل ایسی ٹیٹ بنتا ہے توازن کا اظہار مندرجہ ذیل مساوات سے ہوتا ہے۔

$$CH_3COOH (l) + C_2H_5OH (l) \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 (l) + H_2O (l)$$

(i) اس تعامل کے لیے ارتکاز نسبت (تعامل خارج قسمت) Q_c لکھئے (نوٹ: اس تعامل میں پانی نہ تو وافر مقدار میں ہے اور نہ ہی محلل ہے)۔

(ii) 293K پر اگر کوئی 1.00 مول ایسیٹک ایسڈ اور 10.18mol ایتھنال سے شروعات کرتا ہے تو اختتامی توازن آمیزے میں 0.171mol ایتھائل ایسی ٹیٹ ہوتا ہے۔ توازن مستقلہ معلوم کیجیے۔

(iii) 10.5 mol ایتھنال اور 1.0mol ایسیٹک ایسڈ سے شروعات کرتے ہوئے اور درجہ حرارت 293 K پر مستقل رکھتے ہوئے کچھ دیر بعد 0.214 مول ایتھائل ایسٹیٹ پایا گیا۔ کیا توازن حاصل ہوگیا؟

7.19 473K پر ایک ویکیوم شدہ برتن میں خالص PCl_5 داخل کی گئی۔ جب توازن قائم ہوگیا تو PCl_5 کا ارتکاز $0.5 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ پایا گیا۔ اگر K_c کی قیمت 8.3×10^{-3} ہے تو توازن کے وقت PCl_3 اور Cl_2 کے ارتکاز کیا ہوں گے۔

$$PCl_5 (g) \rightleftharpoons PCl_3 (g) + Cl_2(g)$$

7.20 لوہے کی کچ دھات سے اسٹیل بنانے میں ایک تعامل ہوتا ہے جس میں کاربن مونو آکسائڈ کے ذریعہ آئرن (II) کی تحویل ہوتی ہے جو آئرن دھات اور CO_2 دیتا ہے۔

$FeO (s) + CO (g) \rightleftharpoons Fe (s) + CO_2 (g);$ ، $K_p = 0.265$ atm at 1050K ہے

اگر CO اور CO_3 کے ابتدائی جزوی دباؤ $p_{CO} = 1.4$ atm اور $p_{co_2} = 0.80$ atm تو 1050 K پر ان کے جزوی دباؤ کیا ہوں گے؟

7.21 تعامل $N_2 (g) + 3H_2 (g) \rightleftharpoons 2NH_3 (g)$ کے لیے 500 K پر K_c کی قدر 0.061 ہے۔ ایک خاص وقت پر تجزیہ کرنے سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ تعاملی آمیزے میں N_2 کے 0.5 mol L^{-1}، H_2، 2.0 mol L^{-1} اور NH_3 کے 0.5 mol L^{-1} کیا تعامل توازن میں ہے؟ اگر نہیں تو توازن پر پہنچنے کے لیے تعامل کس سمت بڑھے گا؟

7.22 برومین مونوکلورائڈ (BrCl) برومین اور کلورین میں تحلیل ہو کر توازن پر پہنچتی ہے۔

$$2BrCl (g) \rightleftharpoons Br_2 (g) + Cl_2 (g)$$

جس کے لیے 500 K پر Kc کی قدر 32 ہے۔ اگر شروع میں خالص BrCl کا ارتکاز $3.3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ ہے تو توازن کے وقت آمیزے میں اس کا مولر ارتکاز کتنا ہوگا؟

7.23 1127 K اور 1atm پر CO اور CO_2 کے گیسی آمیزے کے ٹھوس کاربن کے ساتھ توازن میں CO کمیت کے اعتبار سے 90.55% ہے۔

$$C (s) + CO_2 (g) \rightleftharpoons 2CO (g)$$

اوپر دیے گئے درجہ حرارت پر مندرجہ بالا تعامل کے لیے K_c کی قیمت معلوم کیجیے۔

7.24 298 K پر NO اور O_2 سے NO_2 کے لیے

$$NO (g) + ½ O_2 (g) \rightleftharpoons NO_2 (g)$$

جہاں

$\Delta_f G^{\ominus} (NO_2) = 52.0$ kJ/mol

$\Delta_f G^{\ominus} (NO) = 87.0$ kJ/mol

$\Delta_f G^{\ominus} (O_2) = 0$ kJ/mol

7.25 مندرجہ ذیل توازنوں میں اگر حجم بڑھا کر دباؤ میں کمی کی جائے تو تعامل ماحصلات کے مولوں کی تعداد بڑھے گی، گھٹے گی، یا برقرار رہے گی؟

(a) $PCl_5 (g) PCl_3 (g) + Cl_2 (g)$

(b) $CaO (s) + CO_2(g) CaCO_3 (s)$

(c) $3Fe (s) + 4H_2O (g) Fe_3O_4(s) + 4H_2 (g)$

7.26 مندرجہ ذیل تعاملات میں سے کون سا تعامل دباؤ بڑھانے پر زیادہ متاثر ہوگا۔ مزید یہ بھی کہ آیا تبدیلی کی وجہ سے تعامل پیش رفت ہوگا یہ پشت رفت۔

(i) $COCl_2 (g) \rightleftharpoons CO (g) + Cl_2 (g)$

(ii) $CH_4 (g) + 2S_2 (g) \rightleftharpoons CS_2 (g) + 2H_2S (g)$

(iii) $CO_2 (g) + C (s) \rightleftharpoons 2CO (g)$

(iv) $2H_2 (g) + CO (g) \rightleftharpoons CH_3OH (g)$

(v) $CaCO_3 (s) \rightleftharpoons CaO (s) + CO_2 (g)$

(vi) $4 NH_3 (g) + 5O_2 (g) \rightleftharpoons 4NO (g) + 6H_2O(g)$

7.27 مندرجہ ذیل تعامل کے لیے توازن مستقلہ 1024 K پر 1.6×10^5 ہے

$$H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$$

تمام گیسوں کے لیے توازن دباؤ معلوم کیجیے اگر 1024 K پر 10.0 Bar، HBr ایک سیل بند برتن میں داخل کی گئی ہے۔

7.28 مندرجہ ذیل حرارت خور تعامل کے مطابق قدرتی گیس سے بھاپ کے ساتھ جزوی تکسید کے ذریعے ڈائی ہائڈروجن گیس حاصل کی گئی ہے۔

$$CH_4\ (g) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons CO\ (g) + 3H_2\ (g)$$

(a) مندرجہ بالا تعامل کے لیے K_p کی علامت لکھئے۔

(b) توازن آمیزے کی ترکیب اور K_p کی قیمتوں پر مندرجہ ذیل کے کیا اثرات ہوں گے۔

(i) دباؤ کا اضافہ۔

(ii) درجہ حرارت کا اضافہ۔

(iii) وسیط کا استعمال۔

7.29 تعامل $2H_2(g) + CO\ (g) \rightleftharpoons CH_3OH\ (g)$ کے توازن پر مندرجہ ذیل کے اثرات بیان کیجیے۔

(a) H_2 کا اضافہ

(b) CH_3OH کا اضافہ

(c) CO کا اخراج

(d) CH_3OH کا اخراج

7.30 473 K پر فاسفورس پینٹا کلورائڈ PCl_5 کی تحلیل کا توازن مستقلہ K_c 8.3×10^{-3} ہے۔ اگر تحلیل کو مندرجہ ذیل طریقے سے ظاہر کیا جائے تو:

$$PCl_5\ (g) \rightleftharpoons PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g) \quad \Delta rH^{\ominus} = 124.0\ kJ\ mol^{-1}$$

(a) تعامل کے لیے K_c کی عبارت لکھئے۔

(b) اسی درجہ حرارت پر رجعتی تعامل کے لیے K_c کی قیمت کیا ہوگی؟

(c) K_c پر کیا اثر ہوگا اگر (i) زیادہ PCl_5 کا اضافہ کیا جائے

(i) دباؤ میں اضافہ کیا جائے۔

(ii) درجہ حرارت میں اضافہ کیا جائے۔

7.31 ہیبر پراسس میں استعمال کی جانے H_2 گیس قدرتی گیس کی میتھین کے بہت زیادہ درجہ حرارت پر بھاپ سے تعامل کے ذریعے حاصل ہوتی ہے۔ دو اسٹیج تعامل کی پہلی اسٹیج میں CO اور H_2 کی تشکیل ہوتی ہے۔ دوسری اسٹیج میں، پہلی اسٹیج میں بننے والی CO اور واٹر گیس شفٹ تعامل میں زیادہ بھاپ سے تعامل کرتی ہے۔

$$CO\ (g) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons CO_2\ (g) + H_2\ (g)$$

اگر 400°C پر تعاملی برتن میں CO اور بھاپ کا مساوی مولر آمیزہ داخل کیا جائے، اس طرح کہ $p_{CO} = p_{H_2O} = 4.0 bar$ تو توازن کے وقت H_2 کا جزوی دباؤ کیا ہوگا؟ 400°C پر kp =10.1 ہے۔

7.32 مندرجہ ذیل تعاملات میں کس میں متعامل اور ماحصل ارتکاز کافی ہوں گے

(a) $Cl_2 (g) \rightleftharpoons 2Cl (g) : K_c = 5 \times 10^{-39}$

(b) $Cl_2 (g) + 2NO (g) \rightleftharpoons 2NOCl (g) \quad Kc = 3.7 \times 108$

(c) $Cl_2 (g) + 2NO_2 (g) \rightleftharpoons 2NO_2Cl (g) \rightleftharpoons Kc = 1.8$

7.33 تعامل $3O_2 (g) \rightleftharpoons 2O_3 (g)$ کے لیے 25°C پر K_c کی قیمت 2.0×10^{-50} ہے۔ اگر 25°C پر ہوا میں O_2 کا توازن مستقلہ 1.6×10^{-2} ہو تو O_3 کا ارتکاز کیا ہوگا؟

7.34 تعامل $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$ 1L کے ایک فلاسک میں 1300 K پر توازن میں ہے۔ اس میں CO کے 0.30 مول، H_2 کے 0.10 مول اور H_2O کے 0.02 مول اور CH_4 کی نامعلوم مقدار بھی ہے۔ CH_4 کا آمیزے میں ارتکاز معلوم کیجیے۔ دیے گئے درجہ حرارت پر تعامل کے لیے توازن مستقلہ 3.90 ہے۔

7.35 جفتی تیزاب اساس جوڑے سے کیا مراد ہے؟ مندرجہ ذیل انواع کے لیے جفتی تیزاب / اساس معلوم کیجیے۔

$HNO_2, CN^-, HClO_4, F^-, OH^-, CO_3^{2-}$ اور S^{2-}

7.36 مندرجہ ذیل میں سے کون لیوس تیزاب ہے؟

H_2O, BF_3, H^+, NH_4^+

7.37 برونسٹڈ تیزابوں: $HF, H_2SO_4 \quad HCO_3$ کے لیے جفتی اساس کیا ہوں گے؟

7.38 مندرجہ ذیل برونسٹڈ اساسوں کے لیے جفتی تیزاب لکھئے۔

NH_2^- ، NH_3 اور $HCOO^-$

7.39 انواع H_2O, HCO_3^-, HSO_4^- اور اور NH_3 برونسٹڈ تیزاب اور اساس کی طرح کام کر سکتے ہیں۔ ہر ایک کے لیے اس کا جفتی تیزاب اور اساس دیجیے۔

7.40 مندرجہ ذیل انواع کی لیوس تیزاب اور اساس کے تحت درجہ بندی کیجیے اور بتائیے کہ یہ کس طرح لیوس تیزاب / اساس کی طرح کام کرتے ہیں۔

(a) OH^- (b) F^- (c) H^+ (d) BCl_3

7.41 ایک سوفٹ ڈرنک میں ہائڈروجن آین کا ارتکاز 3.8×10^{-3} M ہے۔ اس کی pH کتنی ہوگی؟

7.42 سرکہ کے ایک نمونہ کی pH قدر 3.76 ہے۔ اس میں ہائڈروجن آین کا ارتکاز معلوم کیجیے۔

7.43 298 K پر HF، HCOOH اور HCN کے آیونائزیشن مستقلے بالترتیب 6.8×10^{-4} ، 1.8×10^{-4} اور 4.8×10^{-9} ہیں۔ ان کے جفتی اساسوں کے آیونائزیشن مستقلے معلوم کیجیے۔

7.44 فینول کا آیونائزیشن مستقلہ 1.0×10^{-10} ہے۔ 0.05M فینول کے محلول میں فینولیٹ آین کا ارتکاز کیا ہوگا؟ اس کے آیونائزیشن ڈگری کتنی ہوگی اگر محلول سوڈیم فینولیٹ میں بھی 0.01M ہے۔

7.45 H_2S کا پہلا آیونائزیشن مستقلہ 9.1×10^{-8} ہے۔ اس کے 0.1M محلول میں HS^- آین کا ارتکاز معلوم کیجیے۔ یہ ارتکاز کس طرح متاثر ہوگا اگر محلول HCl میں بھی 0.1M ہے۔ اگر H_2S کے لیے دوسرا آیونائزیشن مستقلہ 1.2×10^{-13} ہے تو دونوں حالات میں S^{2-} کے ارتکاز معلوم کیجیے۔

7.46 ایسیٹک ایسڈ کا آیونائزیشن مستقلہ 1.74×10^{-5} ہے۔اس کے 0.05 M محلول میں ایسیٹک ایسڈ کے افتراق کی ڈگری معلوم کیجیے۔محلول میں ایسیٹک آین کا ارتکاز اور pH معلوم کیجیے۔

7.47 ایک 0.01 M نامیاتی تیزاب کی pH قدر 4.15 پائی گئی ہے۔این آین کا ارتکاز تیزاب کے لیے آیونائزیشن مستقلہ اور اس کی pK_a معلوم کیجیے۔

7.48 یہ مانتے ہوئے کہ افتراق مکمل ہے،مندرجہ ذیل محلولوں کی pH معلوم کیجیے۔

(a) 0.003 MHCl (b) 0.005 M NaOH (c) 0.002 M HBr (d) 0.002 M KOH

7.49 مندرجہ ذیل محلولوں کی pH معلوم کیجیے۔

(a) TlOH 2g پانی میں گھل کرمحلول کے 2 لیٹر بناتا ہے۔

(b) NaOH 0.3g پانی میں گھل کر500 mL محلول دیتا ہے۔

(c) NaOH 0.3 g پانی میں گھل کر200 mL محلول دیتا ہے۔

(d) 13.6 M HCl کے 1 mL کو پانی سے ڈائی لیوٹ کر کےمحلول کا1L حاصل کرتے ہیں۔

7.50 0.1M برومو ایسیٹک ایسڈ کی آیونائزیشن کی ڈگری 0.132 ہے۔محلول کی pH اور برومو ایسیٹک ایسڈ کا pK_a معلوم کیجیے۔

7.51 0.005 M کوڈین ($C_{18}H_{21}NO_3$) محلول کی pH قدر 9.95 ہے۔اس کا آیونائزیشن مستقلہ pK_b معلوم کیجیے۔

7.52 0.001M اینیلین محلول کی pH کیا ہوگی؟ اینیلین کا آیونائزیشن مستقلہ جدول 7.7 سے حاصل کیا جا سکتا ہے۔محلول میں اینیلین کی آیونائزیشن کی ڈگری معلوم کیجیے۔اینیلین کے جفتی تیزاب کا آیونائزیشن مستقلہ بھی معلوم کیجیے۔

7.53 اگر 0.05 M ایسیٹک ایسڈ کی pK_a قیمت 7.74 ہے تو اس کی آیونائزیشن ڈگری معلوم کیجیے۔ڈگری آف آیونائزیشن پر کیا اثر ہوگا اگر محلول میں مندرجہ ذیل بھی موجود ہیں۔(a) 0.01M (b) HCl0.1M میں؟

7.54 ڈائی میتھائل امین کا آیونائزیشن مستقلہ 5.4×10^{-4} ہے۔اس کے 0.02M محلول میں آیونائزیشن کی ڈگری معلوم کیجیے۔کتنے فیصد ڈائی میتھال امین آیونائز ہوگا اگر محلول NaOH میں بھی 0.1M ہے؟

7.55 مندرجہ ذیل حیاتیاتی سیالوں میں جن کے pH دیے گئے ہیں، ہائڈروجن آین کے ارتکاز معلوم کیجیے۔

(a) انسانی عضلاتی۔سیال 6.83

(b) انسانی معدہ کا سیال 1.2

(c) انسانی خون 7.38

(d) انسانی لعاب 6.4

7.56 دودھ، بلیک کافی، ٹماٹر جوس، نیبو کا رس اور انڈے کی سفیدی کی pH بالترتیب 6.8, 5.0, 4.2, 2.2 اور 7.8 ہے۔ ہر ایک کے لیے ان کے ہائڈروجن ارتکاز معلوم کیجیے۔

7.57 اگر 298 K پر 0.561 گرام KOH پانی میں گھل کر 200mL محلول دیتا ہے تو پوٹاشیم، ہائڈروجن اور ہائیڈراکسل آین کا ارتکاز اور محلول کی pH معلوم کیجیے۔

7.58 298 K پر $Sr(OH)_2$ کی حل پذیری محلول کی 19.23 g/L ہے اسٹرونشیم اور ہائڈرکسل آینوں کے ارتکاز اور محلول کی pH معلوم کیجیے۔

7.59 پروپینوئک ایسڈ کا آیونائزیشن مستقلہ 1.32×10^{-5} ہے۔اس کے 0.05 M محلول میں تیزاب کی ڈگری آف آیونائزیشن معلوم کیجیے اور اس کی pH بھی نکالیے۔اگر محلول HCl میں بھی 0.0M ہے تو اس کی ڈگری آف آیونائزیشن کیا ہوگی؟

7.60 سیانک ایسڈ (HCNO) کے 0.1M محلول کی pH قدر 2.34 ہے تیزاب کا آیونائزیشن مستقلہ اور محلول میں اس کی ڈگری آف آیونائزیشن معلوم کیجیے۔

7.61 نائٹرس ایسڈ کا آیونائزیشن مستقلہ 4.5×10^{-4} ہے۔ 0.04M سوڈیم نائٹرائٹ محلول کی pH اور اس کی ڈگری آف ہائڈرولسس معلوم کیجیے۔

7.62 پریڈینیم ہائڈروکلورائڈ کے 0.02M محلول کی pH قدر 3.44 ہے۔ پریڈین کا آیونائزیشن مستقلہ معلوم کیجیے۔

7.63 بتائیے کہ مندرجہ ذیل محلول تیزابی، اساسی یا تعدیلی ہیں۔

$NaCl, KBr, NaCN, NH_4NO_3, NaNO_2$ اور KF ۔

7.64 کلورو ایسیٹک ایسڈ کا آیونائزیشن مستقلہ 1.35×10^{-3} ہے۔ 0.1M تیزاب اور اس کے 0.1M سوڈیم نمک محلول کی pH کیا ہوگی۔

7.65 310 K پر پانی کا آینی ماحصل 2.7×10^{-14} ہے۔اس درجہ حرارت پر تعدیل پانی کی pH کیا ہوگی؟

7.66 مندرجہ یل میں بننے والے آمیزوں کی pH معلوم کیجیے۔

(a) 10 mL of 0.2M $Ca(OH)_2$ + 25 mL of 0.1M HCl

(b) 10 mL of 0.01M H_2SO_4 + 10 mL of 0.01M $Ca(OH)_2$

(c) 10 mL of 0.1M H_2SO_4 + 10 mL of 0.1M KOH

7.67 298K پر سلور کرومیٹ، بیریم کرومیٹ، فیرک ہائڈروآکسائڈ لیڈ کلورائڈ اور مرکیورس آیوڈائڈ کی حل پذیری جدول 7.9 میں دیے گئے ان کے حل پذیری ماحصل مستقلوں کی قیمتوں کی مدد سے معلوم کیجیے۔انفرادی آینوں کی مولاریت بھی معلوم کیجیے۔

7.68 Ag_2CrO_4 اور AgBr کے حل پذیری ماحصل مستقلے بالترتیب 1.1×10^{-12} اور 5.0×10^{-13} ہیں۔ ان کے سیر شدہ محلولوں کی مولاریت کی نسبت معلوم کیجیے۔

7.69 0.002 M سوڈیم آیوڈیٹ اور کیوپرک کلوریٹ محلولوں کے برابر حجم آپس میں ملائے گئے۔کیا اس کے نتیجے میں کاپر آیوڈیٹ کی ترسیب ہوگی (کیوپرک آیوڈیٹ کے لیے $K_{sp} = 7.4 \times 10^{-8}$)۔

7.70 بینزوئک ایسڈ کا آیونائزیشن مستقلہ 6.46×10^{-5} ہے۔اور سلور بینزویٹ کے لیے 2.5×10^{-13} ہے۔ pH 3.19 والے حاجب میں سلور بینزویٹ خالص پانی میں اس کی حل پذیری کے مقابلے کتنے گنا زیادہ حل پذیر ہوگا۔

7.71 فیرس سلفیٹ اور سوڈیم سلفائڈ کے مساوی مولر محلول کا زیادہ سے زیادہ ارتکاز کیا ہوگا تا کہ جب دونوں کو برابر حجم میں ملایا جائے تو آئرن سلفائڈ کی ترسیب نہ ہو؟ (آئرن سلفائڈ کے لیے $K_{sp} = 6.3 \times 10^{-18}$)

7.72 298 K پر 1g کیلشیم سلفیٹ کو حل کرنے کے لیے کم سے کم کتنے پانی کی ضرورت ہوگی (کیلشیم سلفیٹ کے لیے $K_{sp} = 9.1 \times 10^{-6}$ ہے)

7.73 ہائڈروجن سلفائڈ سے سیر شدہ 0.1 M HCl میں سلفائڈ آین کا ارتکاز 1.0×10^{-19} M ہے۔اگر اس کے 10mL مندرجہ ذیل کے 0.04M کے 5mL میں ملا دیے جائیں تو اب محلولوں میں سے کس کی ترسیب ہوگی:

$FeSO_4, MnCl_2, ZnCl_2$ اور $CdCl_2$ ۔